UNIVERSIDAD COMPLUTENSE
5324211004

15.3a
A34.

10-7-w.19.

[C.DG15:54]

Digitized by Google

COURS ÉLÉMENTAIRE

THÉORIQUE ET PRATIQUE

DE PHARMACIE-CHIMIQUE,

OU

MANUEL DU PHARMACIEN-CHIMISTE.

Digitized by Google

SE VEND A PARIS,

CHEZ

Poignée, libraire, Boulevard Saint-Martin.

Billois, libr., Quai des Augustins, n°. 37.

Pironnet, libr., palais du Tribunat, deuxième gallerie de bois, n°. 239.

Treutell et Wurtz, libr., quai Voltaire, n°. 2, et à Strasbourg, chez les mêmes.

Levrault, frères, libr., quai Malaquai, et à *Strasbourg*, même maison de commerce.

Digitized by Google

COURS ÉLÉMENTAIRE

THÉORIQUE ET PRATIQUE

DE PHARMACIE-CHIMIQUE,

OU

MANUEL DU PHARMACIEN-CHIMISTE,

CONTENANT la définition des diverses opérations pharmaceuto-chimiques; la description de tous les procédés connus, tant anciens que modernes; le mode d'exercice-pratique relatif à chacun d'eux; l'explication des divers phénomènes qui se passent dans chaque opération, conformément à la théorie la plus moderne; l'exposition des vertus, de l'usage, et des doses des médicaments, tant magistraux qu'officinaux; avec l'application de l'art du Pharmacien aux autres arts qui lui sont relatifs, notamment à ceux du Distillateur, du Confiseur, du Parfumeur, du Fabricant de couleurs et du Vernisseur; et avec l'adoption et l'explication des nouveaux poids et mesures comparés aux anciens, et les anciens signes de médecine conservés;

Par SIMON MORELOT,

Membre de l'Académie Virgilienne des Sciences et Belles-Lettres de Mantoue; de la Société libre d'Agriculture, Commerce et Arts du département du Doubs; des Sociétés de Médecine de Bordeaux et de Bruxelles; de la Société galvanique, de celle Médicale; de la Société de Médecine de Paris; ancien Membre du Collège de Pharmacie de Paris; ancien Professeur de Pharmacie-chimique; Membre de la Société libre de Pharmacie; Inspecteur des Pharmacies centrales et spéciales des prisons et lazarets du département de la Seine, et Professeur d'Histoire naturelle au Collége de Pharmacie de Paris.

Artis in labore perfectio,
Scientiæ honos ac gloria,
Futuræ morum præcipuè,
Peculiarit publicæque properitatis
Origo.

TOME TROISIEME.

AN XI. = M. DCCCIII.

Digitized by Google

Digitized by Google

COURS ÉLÉMENTAIRE
THÉORIQUE ET PRATIQUE
DE
PHARMACIE-CHIMIQUE.

PHARMACIE MINÉRALE.

INTRODUCTION.

Les minéraux sont des corps inorganiques, sans vie, qui ne sont doués d'aucun mouvement spontané, qui n'augmentent de volume que par juxta-position et par cristallisation.

L'origine des minéraux, d'après l'opinion actuelle des naturalistes, est due à la décomposition simultanée des végétaux et des animaux. Cette opinion, qui est déja fort accréditée, prend chaque jour plus de force dans l'esprit des physiciens. Les anciens pensaient que la nature suivait une marche progressive dans la création, et que tous les corps qui existent, les uns et les autres avec les propriétés ou les attributs qui les distinguent et les caractérisent, n'avaient pu et dû recevoir leur existence que successivement, à partir des corps inorganiques jusqu'à ceux organisés les plus perfectionnés; en sorte que les végétaux, d'après cette idée, devaient former la chaîne intermédiaire qui liait les deux autres ordres, (les minéraux et les animaux) entre eux. Mais cette supposition du passage de l'inor-

Digitized by Google

ganisation à l'organisation, est en opposition avec ce que l'expérience du temps, et les faits bien observés nous démontrent tous les jours. La raison se refuse à croire qu'un corps inert, sans vie, qui n'est doué d'aucun organe, puisse, au moyen d'une modification quelconque, se façonner, se transformer en de nouveaux êtres qui soient doués d'un principe de vie plus ou moins actif, plus ou moins perfectionné. Nous voyons, au contraire, tous les êtres organisés, soit végétaux, soit animaux, parcourir tous les espaces de leur existence organique, depuis le premier développement du germe spécifique à chaque espèce, jusqu'à la dernière période de leur accroissement; nous les voyons s'arrêter à ce point, pour parcourir l'espace secondaire qui les conduit plus ou moins rapidement à leur destruction; enfin le moment arrive où leur désorganisation totale est opérée; ils cessent de remplir toute espèce de fonctions organiques, pour appartenir au nouvel ordre de corps qui n'est doué d'aucun mouvement, d'aucune faculté reproductrice; ces corps qui ont vécu, ont cessé de vivre; tous les principes dont ils étaient composés, vont se dissocier, vont donner naissance à de nouveaux combinés; les matières simples qui étaient combinées dans ces corps, lors de leur état de vie, vont reprendre leur état de simplicité, et s'y maintiendront jusqu'à ce que par la rencontre d'autres corps simples comme eux, et conformément aux lois des attractions, ils forment des combinés nouveaux. Mais quelles que soient les modifications, les combinaisons qu'ils éprouvent, jamais ils ne reprendront l'état de vie dans lequel ils ont existé originairement; ils contribueront seulement au développement des autres germes spécifiques qu'ils ont produits et déposés lorsqu'ils jouissaient de leurs facultés organiques.

Ce phénomène du passage de la vie à celui de la mort, n'a rien qui nous étonne; il est dans la nature, il se montre sans cesse à nos yeux: nous reconnaissons que les couches du globe augmentent par la

Digitized by Google

décomposition des végétaux et des animaux ; nous remarquons que les terres, les pierres, les sels, les métaux, les mines métalliques, les bitumes, les pétrifications, doivent leur origine à l'existence première des végétaux et des animaux ; nous observons que les montagnes de première origine ne renferment point de métaux dans leur sein ; que nous ne rencontrons des mines métalliques que dans les montagnes de seconde origine, mais d'une ancienne formation. Nous voyons que les montagnes de nouvelle formation, n'en contiennent d'aucune espèce.

Si nous examinons les terreins marécageux qui ont servi de matrice au développement du germe de beaucoup de plantes, nous observons que toutes ces plantes, après avoir parcouru les phases de la vie végétale, ont été successivement désorganisées, conformément aux lois immuables de la nature, et ont donné naissance à de nouvelles couches de terre et à la formation de la mine de fer à l'état de prussiate.

Si nous voulions pousser plus loin la théorie de la formation des corps minéraux, nous pourrions démontrer jusqu'à la conviction, qu'il ne peut exister aucun minéral qui ne doive son origine, soit aux végétaux, soit aux animaux, séparément ou simultanément. Comment peut-on se former une idée de l'existence d'un corps mort, si ce corps n'est pas nécessairement le produit d'un corps qui a eu vie auparavant ? Je le répète avec confiance et ferme assurance, le passif n'existe pas où il n'y a point eu d'actif ; pour n'être plus, il faut avoir été.

Mais, dira-t-on surement, il a bien fallu un premier support pour recevoir et les végétaux et les animaux, et ce support ne pouvait être un corps à l'état de vie.

Pour répondre à cette objection, remontons plus loin encore que d'où nous sommes partis. Les premiers corps qui ont existé, ont dû être nécessairement des corps dans l'état le plus simple possible ; car on ne supposera pas la formation d'un corps composé, quel

Digitized by Google

qu'il soit, s'il n'est le résultat de l'union ou de la combinaison de deux corps simples, au moins; or ces deux corps simples ont donc existé avant le corps composé.

Nous reconnaissons que la lumière et le calorique peuvent exister séparément, que les gaz hydrogène et oxigène, que le gaz azote peuvent exister également isolément; tant que ces corps ont demeuré en contact sans combinaison quelconque, il n'y a point eu de corps composé; mais dès que par la puissance d'attraction, il s'est opéré entre eux une première combinaison, il y a eu changement de température, dégagement de lumière, émission de calorique, formation d'air, formation d'eau; la nature a reçu un premier développement; elle a été soumise à la loi du mouvement: les semences animales dont les espèces étaient destinées à germer, à prendre de l'accroissement dans l'eau, rencontrant une matrice propre à les recevoir, propre à les faire éclore, à les faire croître, à les alimenter, à leur faire parcourir toutes les périodes de la vie, jusqu'à la consomption, à favoriser dans l'intervalle, leurs facultés réproductrices, il n'en a pas fallu davantage pour donner occasion à la formation d'un corps solide plus composé que ce premier fluide qui a servi de réceptacle aux premières espèces d'animaux qui aient eu vie. Toutes les semences, tant animales que végétales, qui existaient dans le cahos, qui devaient leur existence à un être increé, doué d'une intelligence, d'une puissance infinies, n'attendaient que la matrice propre à les recevoir: chaque espèce a reçu successivement le principe de vie qui lui était essentiel, à mesure que le dépôt séminal à pu s'effectuer; et dès qu'une première surface solide s'est offerte audessus de l'eau, pour recevoir les semences végétales, celles-ci à leur tour se sont développées et ont donné naissance aux plantes qu'elles contenaient en infiniment petit. En suivant la chaîne de toutes ces productions organiques, et de leur désorganisation contingente, on ex-

Digitized by Google

plique naturellement la formation du globe de première et de seconde origine, on aperçoit que les corps qu'il renferme prennent leur origine des corps organisés, et si l'on fouille à de grandes profondeurs dans l'intérieur de ce globe, on n'est plus surpris de rencontrer tant de couches inégales, tantôt légères, tantôt pesantes, tantôt solides, tantôt mobiles, et combinées de tant de manières diverses.

Je n'étendrai pas plus loin ce système de la formation du globe terraqué sur lequel nous voyons les végétaux implantés, les animaux se mouvoir, dans le sein duquel nous rencontrons les espèces de minéraux de tous les genres; j'invite le lecteur à consulter mon premier ouvrage intitulé *Cours Elémentaire* d'histoire naturelle pharmaceutique, dont j'ai eu l'intention de faire la première partie nécessaire de celui-ci; mon but en donnant cette courte notice sur la création des êtres inorganiques, est de ramener les esprits à leur véritable origine; de ne pas laisser se perpétuer une idée qu'il y a long-temps que je regarde comme très erronée sur le compte de la création, et qui m'a toujours paru un obstacle aux progrès des sciences physiques; mon but enfin est de justifier le plan que j'ai adopté dans ce Cours élémentaire, de faire précéder la connaissance des végétaux et des animaux, celle de leur analyse, de leurs produits immédiats, de leurs produits pharmaceuto-chimiques, de ceux qui résultent de leur désorganisation commençante, moyenne, et absolue, avant de passer à la connaissance de ces corps bruts ou inorganiques qui sont, à mon avis, des produits nécessaires de tous les genres réunis de l'analyse végétale et animale.

Le nombre des corps simples qui forment les principes des corps composés et combinés de la nature, sont beaucoup plus nombreux que nos prédécesseurs ne le pensaient: aussi ne sommes-nous plus surpris aujourd'hui des variétés infinies que nous rencontrons dans le grand ordre de la nature. Il faut bien

Digitized by Google

distinguer la différence qui existe entre un corps composé et un corps combiné. Dans les végétaux et les animaux, le nombre des principes qui les constituent, s'y rencontre bien plus considérable, comme corps composants, que comme corps combinés; parmi les minéraux, au contraire, les principes s'y rencontrent quelquefois simples ou isolés, mais assez rarement; et ceux qui participent de l'union de deux ou plusieurs principes, se rencontrent constamment dans l'état combiné, et non jamais dans celui de seulement composé.

Les causes des combinaisons constantes parmi les corps minéraux, sont dues 1°. à la tendance qu'ont les corps simples à s'unir et à se combiner par une puissance d'attraction dont rien ne peut les défendre; 2°. parce que n'étant pas doués des facultés organiques, ils sont nécessairement privés de celles sécrétoires et excrétoires, et que l'augmentation de leur volume ne peut s'opérer que par couches appliquées les unes sur les autres, ou par cristallisation.

Si l'augmentation de volume est due à l'application de couches sur couches, celles-ci sont ou similaires ou dissimilaires; si elles sont similaires, elles ne forment qu'un même corps de même nature; si elles sont dissimilaires, il en résultera deux ou plusieurs corps.

L'augmentation de volume par cristallisation, est constamment de même nature; elle s'opère ou par l'eau, ou par le calorique; les masses qui en résultent, affectent une forme plus ou moins régulière. La nature nous fournit bien peu de minéraux dont la cristallisation soit due au calorique; le plus grand nombre est dû à l'eau.

Le soufre, les métaux qui semblent être très éloignés du principe aqueux, ne doivent leur configuration qu'à l'action de l'eau. Nous ne connaissons guère que la mine de fer de l'île d'Elbe, qui doive sa cristallisation au calorique.

Cette introduction à la pharmacie minérale paraî-

Digitized by Google

tra peut-être à quelques uns, plutôt du ressort de la physique, de l'histoire naturelle et de la chimie, que de la pharmacie. Mais peut-il y avoir de véritables pharmaciens s'ils ne réunissent ces trois genres de connaissances? Et pourquoi aussi cette distinction du chimiste et du pharmacien? Serait-ce parce que les chimistes ont assez de modestie pour s'avouer à eux-mêmes qu'ils ne sont pas également instruits et habiles à l'exercice de la pharmacie? Si telle est leur opinion sur leur savoir, je serai le premier à leur rendre le tribut d'éloges qui leur est dû; ils ont beaucoup mérité de la science et de l'art, puisqu'ils ont contribué à la gloire de l'une et à la richesse des produits de l'autre; mais si, au contraire, ils se croyaient trop savants pour se placer sur la ligne qui a été tracée aux pharmaciens, je leur dirais : venez visiter ces hommes estimables et profondément instruits, moins brillants dans leurs appareils que riches en produits qu'ils peuvent offrir à l'humanité souffrante, à l'économie domestique, à l'avantage des arts devenus de première nécessité, et vous direz comme moi, il n'est guère de titres et de noms plus honorables que celui de pharmacien (1).

CHAPITRE PREMIER.

Des corps combustibles.

Les corps combustibles sont de deux sortes; ils sont simples ou composés. Les premiers sont au nombre de six, et sont considérés comme les corps les plus simples de la nature : les seconds participent de

(1) On me pardonnera cette digression : habitué dès mon plus bas âge à penser tout haut, j'ai toujours exprimé librement ce que je sentais; l'homme qui est le plus honorable selon moi, c'est en général le plus utile aux autres.

Digitized by Google

la réunion de deux ou plusieurs combustibles simples. Ce genre de combustible composé comprend les espèces de bitumes, les corps organisés, végétaux et animaux, et la plupart des produits des uns et des autres de ces corps.

On donne généralement le nom de *combustible* à tous les corps de la nature qui ont plus ou moins de tendance à la combinaison avec l'oxigène. *Voy.* p. 102, vol. I., le mot *Combustion.*

Les combustibles simples, réduits aujourd'hui au nombre de six, parce que l'on regarde le diamant comme du carbone le plus pur, sont l'hydrogène, l'azote, le soufre, le phosphore, le carbone et les métaux.

Les facultés des corps combustibles ne sont pas toutes égales entre elles. Dans le nombre, il en est qui brûlent avec flamme, d'autres qui brûlent sans flamme. Le gaz azote, et plusieurs des métaux sont de ce dernier genre. Une des considérations que le pharmacien-physicien ne néglige pas d'observer pendant la combustion, c'est singulièrement l'émission de calorique qui a lieu dans les corps, ainsi que le dégagement de lumière qui s'opère pendant qu'ils brûlent. Du concours de ces deux phénomènes, il en conclut nécessairement que le combustible est plus ou moins avide de la base du gaz oxigène. Lorsqu'un corps combustible se combine avec cette base du gaz oxigène, par suite de sa combustion, il en résulte ou des oxides ou des acides (*Voyez* Oxidation, oxigénation, acidification, p. 131, 133, et 97, vol. I.) Si au contraire le combustible ne retient point de base oxigène, il n'en résulte qu'une cendre unie à des bases salifiables.

Les combustibles, soit simples, soit composés, noircissent plus ou moins les corps blancs que l'on expose au dessus d'eux pendant leur combustion: on peut poser en principe que les combustibles hydrogénés produisent beaucoup de fuliginosité, que ceux qui se rapprochent davantage du carbone en pro-

Digitized by Google

duisent moins, et que les autres combustibles, simples principalement, produisent des combinés qui ne laissent point de traces de fuliginosité après leur combustion, mais bien des oxides ou des acides; ainsi, par exemple, un corps qui contient de l'hydrogène donne naissance à la formation de l'eau, en brûlant, et produit beaucoup de fuliginosité susceptible encore de combustion.

Du gaz hydrogène : manière de l'obtenir.

Le gaz hydrogène le plus pur est celui que l'on obtient de la décomposition de l'eau. *Voy.* p. 87, vol. I. On l'obtient aussi des corps végétaux en fermentation ; on promène une cloche pleine d'eau, surmontée d'un robinet et d'une vessie, au dessus de l'eau, du côté du rivage ; on fouille la vase avec un bâton, et il s'en élève du gaz qui traverse l'eau de la cloche et va se rendre dans la vessie.

On décompose l'eau par l'intermède de l'acide sulfurique et du fer en limaille, et il s'en dégage du gaz hydrogène que l'on recueille dans des cloches, par l'appareil hydro-pneumatique. (*Voyez* 10.ème loi, p. 57, vol. I.)

On retire encore du gaz hydrogène par la distillation à la cornue des matières végétales. (*Voy.* Gaz hydrogène, p. 70 vol. I., pour connaître ses propriétés physiques, et les caractères qui le distinguent des autres fluides élastiques.)

On remarque que le gaz hydrogène pur brûle paisiblement, ce qui le rend propre à préparer des chandelles philosophiques, à faire des feux d'artifice de table, en lui faisant traverser des tuyaux inégaux.

Les physiciens ont imaginé un instrument auquel ils ont donné le nom de *lampe électrique*, dans laquelle on introduit du gaz hydrogène par la décomposition de l'eau par le fer et l'acide sulfurique : on enflamme ce gaz par l'étincelle électrique, et on

Digitized by Google

allume une bougie avec promptitude, en la présentant au gaz qui brûle.

Ce même gaz obtenu par la décomposition de l'eau, détonne en brûlant, parce qu'il est mêlé d'air atmosphérique.

Si l'on fait traverser de l'eau de savon par du gaz hydrogène pur, ce gaz brûle sans bruit; la même expérience répétée avec de ce gaz mêlé avec du gaz oxigène, il y a détonation par la combustion.

Le gaz hydrogène n'est pas propre à la respiration; les animaux que l'on plonge dans ce fluide élastique ne tardent pas à y périr.

Ce gaz se combine avec le carbone, le soufre, le phosphore, et forme de l'hydrogène carboné, sulfuré et phosphoré. Le premier brûle avec une flamme très élevée, et sans bruit. Pour l'obtenir, on met du charbon végétal ou animal avec du gaz hydrogène, dans une cornue, et on distille avec l'appareil hydro-pneumatique. Ce gaz mixte donne des vertiges et peut causer l'apoplexie.

Le second s'obtient dans l'analyse des animaux à la cornue; par le contact du soufre avec l'eau, par la décomposition de l'eau par les sulfures alcalins; par la distillation des eaux sulfureuses hydrogénées avec l'appareil pneumato-chimique. L'hydrogène sulfuré brûle et laisse apercevoir son soufre; il est suffoquant et tue les animaux qui le respirent; il noircit les métaux blancs, et colore en rouge les métaux colorés.

Hettelinger, directeur de la fabrique de porcelaine à Sèvre, a tiré parti de la réaction de l'hydrogène sulfuré sur l'argent, pour donner à la couverte vitreuse de la porcelaine, le ton de couleur brune et noire, en interposant dans le vernis minéral, de l'oxide d'argent, et en le mettant en contact avec l'hydrogène sulfuré.

Le troisième qui est le gaz hydrogène phosphoré, donne une lumière fort vive et brûle avec bruit; il s'obtient en distillant du gaz hydrogène sur du phos-

Digitized by Google

phore : on l'obtient aussi dans l'analyse des matières solides des animaux, à la cornue.

Nota. Ces trois gaz hydrogènes mixtes sont les efflures d'infection les plus dangéreux et les plus fétides de la putréfaction végéto-animale.

Du gaz azote.

Le gaz azote s'obtient par la décomposition de l'air atmosphérique par le sulfure de potasse, sous des cloches pneumato-chimiques.

On l'obtient aussi de la chair musculaire traitée par l'acide nitrique, dans les vaisseaux clos, avec l'appareil pneumato-chimique. *Voy.* p. 72, vol. I.

Une expérience très moderne par laquelle on parvient à décomposer l'air atmosphérique, donne une indication bien intéressante pour obtenir de l'azote d'une part, et reconnaître d'une manière précise, de l'autre, les quantités de chaque fluide élastique qui constituent l'air atmosphérique.

On introduit de l'air dans un balon ou une cloche; ensuite on met dans la cloche, du phosphore contre ses parois: on l'échauffe en promenant un charbon allumé tout autour, extérieurement. Le phosphore brûle en absorbant l'oxigène; on pèse le phosphore restant et l'acide phosphorique qui s'est formé, on absorbe l'acide carbonique avec la magnésie décarbonisée, et on reconnaît le poids de l'air qui reste, et celui de l'azote mis à nu.

Le gaz azote a une faculté assoupissante ; le gaz oxide d'azote a été reconnu pour avoir au contraire une faculté tonique très active. De là on a imaginé le nom de *surazotation* en opposition à celui de *suroxigénation*.

La surazotation doit donc donner l'idée de la combustion du gaz azote avec le moins de gaz oxigène possible ; c'est ce que l'on nomme autrement, de l'oxide d'azote ; si on ajoute de l'oxigène, il en résulte du gaz nitreux, et enfin du gaz nitrique. Le

Digitized by Google

moyen de détruire l'effet de l'oxide d'azote est donc de le porter à l'état d'acide par une nouvelle dose de gaz oxigène ; mais ce qu'il y a de remarquable, c'est que les deux extrêmes de surazotation et de sur-oxigénation sur l'organisme animal, produisent des effets physiques analogues.

Du diamant.

Le diamant est un combustible simple avec flamme et chaleur, dont il est difficile de constater l'origine. Il paraît que sa formation est due à l'eau.

Je ne rappellerai pas ici toutes les expériences qui ont été faites pour prouver que le diamant est un corps combustible. *Macquer* et Cadet, de l'ancienne Académie, sont parvenus à les brûler à l'aide de la lentille de liqueur de *Trudaine*, au jardin de l'Infante, en 1774. *Lavoisier* et Laplace avaient reconnu que brûlé dans le gaz oxigène, il en résultait de l'acide carbonique : le cit. Guyton, d'après ses nombreuses expériences, a démontré que le diamant était du carbone à l'état le plus pur possible. Ce qu'il importe le plus de savoir, c'est que la combustion du diamant exige une très haute température qui est évaluée à 30 degrés pyrométriques ; et qui, dans le système de l'échelle de *Wedgwod*, offre une différence à l'égard du charbon de 188 degrés pour ce dernier à 2766.

Les pharmaciens ne brûleront pas du diamant pour obtenir de l'acide carbonique : s'ils désirent connaître les expériences du cit. Guyton, je les invite à consulter l'article *Diamant* dans l'excellent ouvrage du cit. Bouillon Lagrange.

Du carbone.

Le carbone est un combustible simple que l'on ne rencontre jamais pur dans la nature, ni d'après la combustion des matières organiques dans les vaisseaux clos.

Il faut bien distinguer le carbone du charbon dont

Digitized by Google

on peut consulter la nature et les propriétés physiques à l'article *Charbon*, p. 389, vol. I.

De nouvelles expériences sur la réduction des métaux par le charbon, ont conduit à la découverte d'un nouveau gaz inflammable qui a beaucoup occupé les chimistes, d'abord pour en reconnaître la nature, et que l'on a reconnu enfin pour être du gaz carboneux ou gaz oxide de carbone.

Il paraît en effet que le charbon dans son premier degré de combustion, ne dégage que du gaz oxide de carbone, dont la pesanteur spécifique est moindre que celle du gaz acide carbonique, et presque égale à celle de l'air atmosphérique.

Mais une expérience bien concluante et à l'aide de laquelle on parvient à obtenir du gaz acide carboneux, c'est celle où, après avoir introduit dans un tube de porcelaine, du charbon, et l'avoir échauffé, on y fait passer et repasser du gaz acide carbonique: insensiblement celui-ci augmente de volume, il devient insoluble dans l'eau, et au lieu d'éteindre la flamme d'une bougie allumée, il s'enflamme et donne les mêmes produits que le gaz obtenu de la réduction de l'oxide de zinc par le charbon.

J'invite mes lecteurs à consulter le mémoire du cit. *Bertholet* sur le charbon et sur le gaz acide carboneux, où ils trouveront des détails qu'il serait trop long de consigner dans cet ouvrage qui est plutôt pharmaceuto-chimique que purement chimique.

Du soufre.

Le soufre est un combustible simple dont il paraît que l'origine est due à la décomposition simultanée des végétaux et des animaux. C'est un corps fragile et sans odeur; sans couleur sensible lorsque, mouillé, il est susceptible d'odeur, et sec, d'une couleur jaune ou citrine plus ou moins foncée, lorsqu'il est nouvellement fondu. Si le soufre est mis en contact avec la lumière, il devient pâle, presque blanchâtre.

Digitized by Google

Les propriétés du soufre sont assez remarquables: il devient électrique par frottement ; si on le presse dans la main avec un peu de force, il se fendille avec bruit ; si on l'expose à une légère température, il s'amollit, et si on élève progressivement la température, il flue comme de l'huile, et il passe successivement à l'état gazi-forme, en sorte que le soufre est susceptible des quatre états d'aggrégation.

La combustibilité du soufre n'est pas moins digne de remarque: dans son premier degré de combustion, il manifeste une flamme bleue, pénétrante et suffocante ; c'est ce que l'on nomme *oxide de soufre*, ou gaz acide sulfureux ; à mesure qu'il se sature d'oxigène, sa flamme devient blanche, plus intense, et constitue l'acide sulfurique.

Le soufre est susceptible d'acquérir une forme régulière par l'intermède du calorique, et ensuite par le réfroidissement, pourvu que celui-ci puisse s'opérer paisiblement. La cristallisation du soufre a été démontrée par le célèbre Rouelle, et c'est à ce pharmacien que ceux qui lui ont succédé, doivent l'idée de la cristallisabilité des matières minérales fusibles par le calorique.

Le soufre est soluble à chaud, dans les huiles fixes et volatiles ; il est de même soluble dans l'alcool lorsqu'on le fait rencontrer avec ce fluide, dans ses molécules les plus ultimes. De là les baumes de soufre anisé, térébenthiné, l'alcool de soufre dont il a été fait mention précédemment.

La nature nous présente le soufre sous plusieurs états savoir : en soufre natif et combiné.

Le premier est transparent, cristallisé en octaëdres réguliers ou irréguliers ; et ce qu'il y a d'extraordinaire, c'est que cette cristallisation est due à l'eau.

Le soufre natif se montre encore déposé par l'eau sur des pierres tendres comme on l'observe à la solfatare, ou sublimé par le feu des volcans ou la chaleur souterraine, c'est ainsi qu'on le rencontre à la voûte des excavations, près de Pouzzol.

Digitized by Google

Le soufre combiné est celui qui se rencontre à l'état de sulfure, et qui constitue les espèces de pyrites, les mines métalliques dont il est le principal minéralisateur.

On rencontre encore le soufre en dissolution dans les eaux minérales-sulfureuses; mais alors il y est dans l'état d'hydrogène sulfuré.

Nous avons dit que le soufre paraissait dû à la décomposition simultanée des végétaux et des animaux; en effet il est abondamment répandu dans ces deux ordres de corps organisés.

Nous remarquerons qu'à mesure que nous cherchons à mieux connaître les corps minéraux, nous nous trouvons plus fondés à leur soupçonner une origine végétale et animale.

Le soufre est le radical de l'acide sulfurique; combiné avec les terres alcalines, il forme des sulfures alcalins; avec des métaux, des sulfures métalliques; avec l'hydrogène, de l'hydrogène sulfuré.

Gaz hydrogène sulfuré.

Fluide élastique composé de gaz hydrogène et de soufre.

Le gaz hydrogène sulfuré se produit d'une infinité de manières; savoir, par la décomposition de l'eau par le soufre, par les sulfures alcalins, par l'analyse des animaux à la cornue, par la fermentation; mais le procédé pharmaceutique à l'aide duquel on peut l'obtenir immédiatement, consiste à introduire dans un canon de fusil ou de porcelaine, du soufre en poudre; on pose ce canon en travers, dans un fourneau: on ajuste un tube à l'extrémité inférieure du canon, et on fait communiquer l'extrémité du tube à la cloche hydragiro-pneumatique: d'un autre côté on dispose l'appareil convenable pour faire passer dans le canon, du gaz hydrogène pur: alors on fait chauffer le soufre pour le liquéfier, et on le fait traverser par le gaz hydrogène qui va se rendre sous la cloche hydragiro-pneumatique.

Digitized by Google

Ce gaz hydrogène sulfuré verdit le sirop violat, et donne l'explication de ce phénomène chimique qui a lieu lorsque l'on verse une eau sulfureuse sur ce syrop. Le même gaz, au contraire, convertit en rouge la teinture du licheno, dit *tournesol.*

Le gaz hydrogène sulfuré, mêlé avec l'air ou le gaz oxigène, brûle avec détonation, à l'aide de l'étincelle électrique; sa flamme est bleue-rougeâtre, et il dépose du soufre. Ce gaz est décomposé par l'acide nitreux et l'acide sulfureux; il décèle la présence des métaux blancs dans une eau minérale, en les colorant en noir, et des métaux colorés, en les colorant en rouge. Nous ferons connaître par la suite les combinaisons du soufre avec les bases alcalines et sub-alcalines.

Du phosphore.

Le phosphore est un combustible *sui generis*, qui n'a besoin que du simple contact de l'air pour s'enflammer. On peut le considérer comme un produit immédiat des animaux. Cependant il se rencontre dans quelques végétaux, notamment dans le sucre, dans lequel s'il n'est pas précisément démontré, du moins y est-il fortement soupçonné.

Le phosphore n'est pas moins répandu parmi les corps minéraux, il se rencontre particulièrement sous l'état de phosphate calcaire dans tous les corps osseux pétrifiés. La présence de ce phosphate dans le système minéral confirme de plus en plus que la masse du globe terrestre doit son origine, sa formation et son volume à la décomposition des animaux, et par suite à celle des végétaux. Si l'homme était assez raisonnable pour ne pas vouloir calculer avec le temps, il ne chercherait pas à assigner une époque à l'origine du monde; en reportant ses idées en arrière, il trouverait peut-être qu'il est aussi éloigné des premiers instants qui ont précédé celui où il est, qu'il est loin des derniers du futur contingent. (Voyez *phosphore*, dans le second volume, p. 495).

Digitized by Google

Du gaz hydrogène phosphoré.

Le gaz hydrogène phosphoré se manifeste de plusieurs manières. Il se présente lors de l'analyse de certaines matières animales, notamment des substances osseuses, à une température supérieure à celle de l'eau bouillante : il est encore un produit de la fermentation des animaux.

Les pharmaciens préparent l'hydrogène phosphoré en introduisant du phosphore dans le fond d'une cloche de verre. On l'emplit de mercure, et on la pose sur la cuve hydrargiro-pneumatique. Alors on y introduit du gaz hydrogène pur. Dans cet état, on fait tomber les rayons solaires au milieu de la cloche, par le moyen d'un miroir ardent. Le gaz hydrogène ne tarde pas à se convertir en gaz hydrogène phosphoré.

Ce gaz exhale une odeur alliacée fétide, analogue à celle du poisson pourri. Sa pesanteur est plus grande que celle du gaz hydrogène pur. Il s'enflamme par le seul contact avec l'air, et il se forme en même temps de l'eau et de l'acide phosphorique. Sa combustion par le gaz oxigène est très-rapide et même dangereuse. Le gaz hydrogène phosphoré est suffoquant et peut occasionner la mort : les animaux qu'on y plonge y périssent sur-le-champ.

L'eau privée d'air dissout le gaz hydrogène phosphoré, et cette dissolution est capable de réduire promptement plusieurs oxides métalliques, soit qu'ils soient seuls, soit qu'ils soient dissous par des acides, et de former avec eux de l'eau et des phosphures métalliques. Cette dissolution d'hydrogène phosphoré peut, sous ce rapport, servir de réactif pour reconnaître la présence des métaux dans certaines eaux minérales métalliques.

Des métaux considérés comme corps combustibles.

Les métaux forment le sixième ordre des combustibles simples. Ce sont en effet des corps dont

Digitized by Google

chaque espèce est *sui generis*, qui n'a point d'analogue, et que l'on peut justement considérer comme corps simple.

Les métaux brûlent, les uns avec flamme, les autres sans flamme. Leur tendance à la combinaison avec l'oxigène varie singulièrement entre les uns et les autres, d'où il résulte des modifications dans ce genre de combinaison, qui ne sont pas moins variées. Quelques uns d'eux ont une capacité pour retenir l'oxigène, qui est telle, qu'ils peuvent offrir plusieurs degrés d'oxidation : certains autres métaux portent cette capacité jusqu'à pouvoir servir de radicale ou base acidifiable à ce principe de la combustion, et être convertis en acides particuliers.

Nous nous contenterons de présenter les métaux sous leur seul rapport avec les combustibles simples en général, nous réservant d'en parler plus au long en faisant l'histoire des métaux, celle de leurs propriétés physiques et chimiques en traitant de chacun d'eux en particulier, conformément à l'ordre reçu pour leurs divisions.

Remarques générales sur les combustibles.

Les combustibles du premier ordre sont les corps les plus simples que nous puissions rencontrer tant dans la nature que dans les produits de l'art. Leur connaissance immédiate va, pour ainsi dire, devenir la clé d'un grand nombre de celles qu'il reste à acquérir pour expliquer la plupart des phénomènes qui se passent dans le vaste laboratoire du monde et dans les laboratoires particuliers des pharmaciens chimistes. Déjà nous pouvons remarquer que leurs diverses combinaisons avec le gaz oxigène, ont contribué à la formation de l'eau (1), à celle de l'air atmosphérique (2), à celle de l'acide carboneux ou

(1) Eau. Combinaison de l'hydrogène et de l'oxigène.
(2) Air atmosphérique, combinaison de l'azote avec l'oxigène. Saturation de l'un par l'autre, formation du gaz nitrique.

Digitized by Google

oxide de carbone (1), à celle de l'acide sulfureux et de l'acide phosphorique (2), à celle de l'acide phosphoreux et phosphorique (3), à celle des oxides et des acides métalliques (4). Que sera-ce si l'on vient à examiner la formation de tous les corps qui peuvent résulter de ces corps simples d'abord entr'eux, ensuite de ces mêmes corps simples avec d'autres corps qui passent pour être également simples, ou du moins dont plusieurs sont réputés simples jusqu'à ce qu'il soit démontré qu'ils sont dans l'état combiné? Telles sont entr'autres les espèces de terres arides ou sèches, les terres subalcalines, et alcalines que nous allons examiner dans un instant. Si nous poursuivons nos études et notre examen, nous ne tarderons pas à reconnaître les causes premières de la formation des corps qui constituent le globe que nous habitons : mais n'anticipons pas sur les connaissances qu'il nous reste à acquérir ; tâchons plutôt de les faire naître et de les développer.

CHAPITRE II.

Des espèces de terres.

Les terres sont des corps dont les molécules sont plus ou moins incohérentes entr'elles, et qui retiennent ou se laissent traverser plus ou moins facilement par l'eau.

Aux yeux du pharmacien, les terres sont moins considérées par l'adhérence ou l'incohérence de leurs molécules, que par leurs caractères ou leurs propriétés physiques et chimiques ; en sorte que, sous ces

(1) Le carbone avec l'oxigène, — oxide de carbone, gaz acide carbonique.
(2) Soufre et oxigène, acide sulfureux et sulfurique.
(3) Phosphore et oxigène, acide phosphoreux et phosphorique.
(4) Métaux et oxigène, oxides et acides métalliques.

Digitized by Google

derniers rapports, ils n'établissent aucune différence entre ce que l'on nomme terres et pierres.

Il est cependant à remarquer qu'il est presque toujours indispensable d'examiner les corps par leurs côtés physiques, avant de passer à leur examen chimique. La nature nous offre des terres qui sont bien éloignées de l'état de simplicité qui distingue les terres pures proprement dites, et dont l'usage est applicable à l'art de guérir : telles sont les espèces de terres argileuses ou terres bolaires ; un pharmacien doit non seulement les connaître, mais il doit encore savoir les préparer pour en rendre l'usage propre à l'art de la pharmacie et à celui de la médecine.

Ces espèces de terres sont mélangées ; c'est par elles que nous commencerons l'histoire générale des terres.

Les diverses espèces de terres actuellement connues des pharmaciens-chimistes, et placées au rang des terres simples, sont au nombre de douze. On les a divisées en trois genres à raison de leur insolubilité ou solubilité dans l'eau, et en conséquence de leur plus ou moins grande tendance à la combinaison avec les acides. Celles de ces terres qui ont paru insolubles dans l'eau, du moins par les moyens chimiques ordinaires, ont été nommées *terres arides* ; celles qui présentent un caractère de solubilité dans ce même liquide assez prononcé pour ne pas exiger plus de neuf cents parties d'eau, ont été nommées *terres subalcalines* ; enfin les espèces de terres qui, outre une solubilité plus marquée dans l'eau, paraissent avoir plus de tendance à la combinaison avec les acides, ont été nommées *terres alcalines*. Nous remarquerons à l'égard de l'ammoniaque, qui tient un rang parmi les terres, que si elle n'est pas précisément une terre, elle en remplit les fonctions à l'égard des acides avec lesquels elle forme des sels neutres.

Toutes les terres, quel que soit le rang qu'elles occupent, ne peuvent plus être regardées comme matières salines, comme elles l'étaient anciennement :

Digitized by Google

ce sont des bases *salifiables*, c'est-à-dire propres à former des sels, étant combinées avec des acides. Nous établirons plus bas les distinctions admises pour reconnaître ces diverses bases ; disons un mot auparavant sur les terres bolaires, et sur la manière de les préparer.

Des terres bolaires et de leur préparation.

Les terres bolaires sont des argiles plus ou moins mélangées de silice et d'oxide de fer. Les caractères qui distinguent les terres de cette sorte sont de ne point faire effervescence avec les acides, de se laisser imprégner par l'eau, de faire pâte avec ce liquide, et de se durcir au feu.

C'est sur cette propriété qui appartient à l'argile proprement dite, qui fait la base des diverses espèces de bols, que Wedgwod a imaginé de composer son pyromètre (1).

On conserve dans les pharmacies le nom de terre sigillée à l'espèce d'argile blanche préparée, réduite en petits pains semi-orbiculaires ou plats, et scellés d'un cachet. On lui donne aussi le nom de terre de *Lemnos*.

L'argile colorée porte spécialement le nom de bol d'Arménie, parce que ce bol nous venait anciennement de l'Arménie : on le réduit en trochisques de figure conique. La préparation de ces espèces de bols est la même : voici en quoi elle consiste.

On prend une terre bolaire, blanche ou rouge, on l'imprègne d'eau pour la ramollir ; ensuite on l'écrase légèrement pour la réduire en pâte avec de l'eau ; peu à peu on délaie cette pâte avec de nouvelle eau, en

(1) Instrument qui sert à mesurer les degrés de chaleur au delà du verre en fusion. Il est composé d'une table de métal sur laquelle sont tracés des compartimens de forme conique. On dispose des dés de plusieurs grosseurs, faits avec de l'argile ; on chauffe ces dés à différens degrés ; leur infusibilité d'une part, et la retraite qu'ils prennent de l'autre, les rendent très-propres à signaler l'intensité de chaleur que peut supporter un corps, au moyen d'une échelle de graduation.

Digitized by Google

triturant légèrement dans un mortier avec un pilon ; on ajoute ensuite assez d'eau pour former un mélange très-liquide. On laisse reposer la liqueur trois ou quatre secondes pour donner le temps aux matières pesantes de se précipiter : dans cet état on coule la liqueur encore trouble à travers un tamis de soie; l'eau entraîne les molécules argileuses les plus fines.

On répète la trituration dans l'eau et la tamisation, jusqu'à ce qu'on ait obtenu toute l'argile : il reste dans le mortier les parties sableuses et l'oxide de fer qui se trouvoient interposés dans la terre.

Pour avoir la terre dite sigillée dans un état parfait de finesse et d'homogénéité, et autant privée d'oxide de fer que possible, on la lave dans plusieurs eaux, en troublant la liqueur et en la laissant déposer plusieurs fois. On a soin d'enlever les premières couches de chaque dépôt, et il résulte de cette pratique que l'argile étant spécifiquement plus légère, se présente constamment dans les premières couches. On peut au besoin porphyriser cette terre si, par ce procédé, on ne la jugeait pas assez fine, ensuite on la réduit en petits pains ronds aplatis, ou semi-orbiculaires, et on y applique un cachet à volonté.

On emploie cette terre comme absorbant; elle entre dans la composition de la thériaque, de la confection d'hyacinthe, de la poudre astringente, de la poudre diarrhodon, des pilules astringentes, de l'emplâtre contre la rupture.

Bol d'Arménie.

Cette terre, ou bol, a conservé le nom du lieu d'où on nous l'apportait anciennement. Il se trouve en France, aux environs de Blois, de Saumur, et dans la ci-devant Bourgogne.

On fait subir au bol d'Arménie la même préparation qu'à la terre sigillée; on en forme des petits trochisques de forme conique en le coulant en pâte à travers l'entonnoir à trochisques. Il est employé

Digitized by Google

comme astringent : il participe de l'union de la terre argileuse et de l'oxide de fer rouge.

Le bol d'Arménie entre dans la composition de la thériaque, du diascordium, de l'emplâtre styptique, et de l'onguent dessiccatif rouge.

Pierre d'hyacinthe, sa préparation.

La pierre d'hyacinthe est du genre des pierres scintillantes par le choc avec l'acier ; elle tient de la nature de la silice, et de l'oxide de fer qui la colore. Cette pierre a donné son nom à l'espèce d'opiat ou confection, connu sous celui de confection d'hyacinthe.

La préparation de cette pierre consiste à la réduire en poudre impalpable par le moyen de la molette et du porphyre.

Ses propriétés médicales sont très-précaires.

§. I. *Des terres arides.*

On donne ce nom aux espèces de terres qui sont insolubles dans l'eau, du moins par les moyens usités dans les laboratoires de pharmacies, mais qui remplissent les fonctions de bases salifiables à l'égard des acides, et peuvent former avec ces derniers des sels neutres ou avec excès d'acide.

On compte six terres de ce genre, savoir :

1. La Silice.
2. L'Alumine.
3. La Zircone.
4. La Glucine.
5. L'Ytria.
6. L'Agustine.

De la Silice.

La silice est une terre *sui generis* qui fait la base des diverses espèces de pierres scintillantes. Elle s'y rencontre dans l'état vitreux combiné avec des oxides métalliques qui la colorent de diverses manières. Il

Digitized by Google

est quelques unes de ces pierres scintillantes qui sont d'une belle transparence parfaitement incolore : tel est entr'autres le cristal de roche blanc.

Il paroît que la silice existe toute formée dans les végétaux, et que sa réduction à l'état vitreux est due à l'eau plutôt qu'au feu. Ce qui tend à prouver que la silice est d'origine végétale, ce sont les pétrifications végétales, dont le caractère essentiel qui les distingue des pétrifications animales, est de faire feu par le choc avec l'acier. Si la dureté, si la vitrification de ces végétaux pétrifiés étoient dues au calorique, bien certainement l'organisme végétal eût été déformé par l'action de cet agent.

La silice ne nous est jamais présentée dans la nature à l'état simple ou de pureté. Pour l'obtenir exempte de tous corps étrangers, on prend par préférence du cristal de roche ; on le brise, on le réduit en poudre ; on le mêle avec quatre parties de potasse carbonatée ; on introduit ce mélange dans un creuset, et on le fait entrer en fusion : alors on fait dissoudre cette matière dans de l'eau, et on obtient une liqueur connue sous le nom de *liquor silicum* : on filtre cette solution, et on précipite la silice par l'addition de l'acide acétique qui se combine avec la potasse, et forme un acétate de potasse que l'on peut rapprocher par l'évaporation et le procédé que nous indiquerons en traitant des sels neutres.

On lave la silice qui s'est précipitée et on la fait sécher. Si l'on veut l'obtenir privée de l'acide carbonique qu'a pu lui fournir la potasse carbonatée, on l'expose à l'action du calorique, assez forte pour chasser l'acide carbonique.

La silice est blanche, rude au toucher, sans saveur ni odeur, d'une pesanteur spécifique de $2\frac{6}{10}$ à $2\frac{7}{10}$; elle est infusible au feu sans addition ; fusible avec la potasse, la soude, le borax ; elle est insoluble dans l'eau par les moyens chimiques ; elle s'unit aux acides phosphorique, fluorique et boracique, et non avec les autres acides.

Digitized by Google

Si on met de la silice sur de l'eau, elle traverse ce fluide avec beaucoup de promptitude.

De l'Alumine.

L'alumine reçoit son nom de l'alun dont elle est la base principale; elle existe toute formée dans l'argile, et paroît être le résultat de la décomposition des végétaux. On ne la rencontre jamais pure dans la nature. Pour obtenir cette terre dans un état de simplicité parfaite, on fait dissoudre du sulfate d'alumine (alun) dans de l'eau; on filtre cette solution, et on précipite la terre de ce sulfate au moyen d'une dissolution de potasse carbonatée bien transparente.

La potasse se combine avec l'acide sulfurique du sulfate d'alumine, et forme un sulfate de potasse. On doit observer de faire la précipitation de l'alumine dans une grande quantité d'eau, afin d'empêcher la cristallisation confuse du sulfate de potasse à mesure qu'il se forme pendant la décomposition de l'alun. *Voyez* bleu de Prusse à la fin du 2°. volume, où cette décomposition est détaillée comme elle doit l'être.

On fait sécher la terre alumineuse dans un creuset pour la décarbonater.

L'alumine est blanche, sans saveur, douce au toucher, et happant à la langue. Sa pesanteur spécifique est moindre que celle de la silice; elle est infusible au feu; elle fait la base des couleurs dont elle change l'intensité.

De la Zircone.

Cette terre a été découverte par *Klaproth*, dans le zircon ou jargon de Ceylan; le citoyen Guyton l'a trouvée dans l'hyacinthe de France.

Pour obtenir cette terre, on réduit en poudre des pierres d'hyacinthe, on les mêle avec huit ou neuf parties de potasse. On projette ce mélange dans un creuset rougi au feu par petites portions, en ayant le soin de n'en ajouter de nouvelles que lors-

Digitized by Google

que les précédentes sont en fusion. Lorsque tout est en fusion, on maintient la matière à une haute température pendant deux heures environ : ensuite on laisse refroidir le creuset ; on le brise ; on réduit la matière en poudre ; on la fait bouillir avec de bonne eau dans une chaudière de plomb : on laisse déposer la matière ; on décante l'eau, et on continue de laver jusqu'à ce que l'eau des lavages ne produise plus de précipité dans la dissolution de muriate de baryte.

Cette masse ainsi lavée, on la délaye dans une très-grande quantité d'eau ; on verse par dessus de l'acide muriatique pur, jusqu'à acidité sensible en excès, et l'on fait bouillir le tout pendant un quart-d'heure dans une même chaudière de plomb. Lorsque la dissolution est achevée on filtre la liqueur, on la fait évaporer à siccité dans un vase de même métal. Alors, on redissout le sel dans l'eau, on filtre de nouveau, et on précipite par l'addition du carbonate de soude pure ; il en résulte un carbonate de zircone.

Pour obtenir la zircone pure, on la fait chauffer fortement dans un creuset, pour lui enlever l'acide carbonique. Cette terre est blanche, un peu moins cependant que dans l'état de carbonate ; elle est rude au toucher, près de trois fois et demie plus pesante que l'eau. Elle est sans saveur, et elle forme avec l'eau comme une manière de gelée, mais non une dissolution. Elle n'est d'aucun usage en pharmacie.

Remarques.

On emploie la potasse pour faciliter la fusion de la pierre d'hyacinthe qui contient de la silice, outre la terre que nous nommons zircone. La silice potassée est soluble dans l'eau, tandis que la zircone y demeure insoluble : de là les lavages jusqu'à ce que les dernières eaux ne laissent rien précipiter par l'addition du muriate de baryte.

On combine la zircone qui reste après les lava-

Digitized by Google

ges avec l'acide muriatique en excès et étendu d'eau, afin de pouvoir faire bouillir et opérer la précipitation de la silice qui auroit pu échapper aux lavages; le reste de l'opération se conçoit très-aisément.

De la Glucine.

Cette terre, ainsi nommée parce qu'elle a la propriété de former des sels sucrés, étant combinée avec des acides, a été découverte dans le béril ou aigue-marine, et dans l'émeraude par le citoyen Vauquelin.

On fait un mélange de trois cents parties de poudre de béril avec pareille quantité de potasse caustique: on fait entrer en fusion, et on dissout la masse qui en résulte dans l'acide muriatique. On fait évaporer jusqu'à siccité, on dissout de nouveau dans une grande quantité d'eau, et on filtre. La silice se sépare par ce procédé, comme étant insoluble dans l'acide muriatique et dans l'eau.

On précipite la liqueur filtrée qui contient des muriates d'alumine et de glucine, par le carbonate de potasse.

On lave bien le précipité, et on le dissout dans l'acide sulfurique: on mêle à la dissolution du sulfate de potasse, et on la fait évaporer ponr obtenir du sulfate acide d'alumine qui cristallise, au moyen de la combinaison de l'acide sulfurique avec l'alumine.

Lorsque, par une nouvelle addition de sulfate de potasse, et par une nouvelle évaporation, la liqueur ne donne plus de cristaux de sulfate acide d'alumine, on y verse une dissolution de carbonate d'ammoniaque en excès et on l'agite beaucoup: la glucine, après s'être déposée, se dissout à l'aide de ce carbonate excédant, et le peu d'alumine restant se précipite.

Lorsque, par l'addition d'une nouvelle quantité de carbonate d'ammoniaque, ainsi que par l'agitation,

Digitized by Google

on apperçoit que le précipité alumineux ne diminue plus de volume, c'est-à-dire qu'il n'a plus de glucine à faire dissoudre par ce carbonate d'ammoniaque, on filtre la liqueur, on la fait évaporer dans une capsule de verre ou de porcelaine : à mesure que le carbonate d'ammoniaque s'évapore, la glucine se précipite à l'état de carbonate, sous la forme d'une poudre blanche grenue. On en sépare l'acide carbonique en la faisant rougir légèrement au feu, dans un creuset.

Cette terre happe à la langue; elle est insipide, insoluble dans l'eau, phosphorescente comme la magnésie, infusible au feu; soluble dans presque tous les acides, dans le carbonate d'ammoniaque avec qui elle forme un sel triple, insoluble dans l'ammoniaque pure.

Remarques.

Ce procédé pour obtenir la glucine est assez compliqué; mais il découvre à l'élève en pharmacie la puissance de l'art, et celle des attractions chimiques. Il apperçoit d'abord que la potasse caustique facilite la fusion du béril, et dissout réellement la glucine qu'il contient : les terres se dissolvent donc les unes par les autres? Il voit que l'acide muriatique que l'on fait intervenir forme des muriates de potasse, d'alumine, et de glucine, (ces deux terres constituoient le béril avec la silice) il reconnaît que la silice n'est point attaquée par l'acide muriatique.

Dans la troisième opération, il voit que l'on précipite l'alumine et la glucine par le carbonate de potasse, et il se demande comment on parviendra à séparer ces deux terres. L'addition de l'acide sulfurique ne tarde pas à en former des sulfates d'alumine et de glucine; mais le premier ne retient pas beaucoup d'eau de cristallisation et ne donne pas d'alun; c'est alors qu'il observe que par l'intermède du sulfate de potasse, il y aura formation de sulfate

Digitized by Google

acide d'alumine, parce que ce sel, qui a besoin de la base de potasse pour former l'alun, la rencontre dans le sulfate de potasse que l'on ajoute. Enfin, tout l'alun étant cristallisé, il remarque que l'addition du carbonate d'ammoniaque en excès, précipite la glucine de sa combinaison avec l'acide sulfurique, que l'excès de carbonate d'ammoniaque redissout la glucine précipitée, et qu'il en résulte un mélange de sulfate d'ammoniaque et de carbonate d'ammoniaque et de glucine en dissolution. On filtre la liqueur, et au moyen de l'évaporation, l'ammoniaque, comme plus léger, s'évapore; la glucine retient l'acide carbonique et forme un carbonate de glucine insoluble; on sépare ce carbonate par la décantation ou la filtration : la liqueur filtrée est du sulfate d'ammoniaque : le reste de l'opération est suffisamment connu.

Nota. On obtient 16 pour 100 du béril employé.

De l'Ytria.

L'ytria est une terre particulière qui a reçu son nom de celui *d'Yterby*, lieu de la Suède où se trouve le minéral qui la recèle.

Mr. Gadolin découvrit en 1794 un minéral d'une couleur noire, dont la cassure est vitreuse, et la pesanteur spécifique, d'après Hauy, de 4,497. Ce minéral a été depuis nommé *gadolinite*, par le citoyen *Vauquelin*; et ce chimiste a conservé le nom *d'ytria* que Mr. Ekeberg avait donné au minéral, à la terre qui en fait la base principale. D'après les divers moyens analytiques de cette pierre, par le citoyen *Vauquelin*, il paraît constant que c'est un composé de :

1°. Silice.	25,5.
2°. Fer oxidé.	25.
3°. Manganèse oxidé.	2.
4°. Chaux.	2.
5°. Terre nouvelle ou ytria.	35.

Digitized by Google

Nous indiquerons le procédé que le citoyen *Vauquelin* a présenté comme le plus facile pour séparer l'ytria des autres substances avec lesquelles elle se trouve unie dans la gadolinite.

Analyse de la Gadolinite par la potasse.

℔ gadolinite. . . . . une partie.
potasse. . . . . deux parties.

Mêlez ces deux substances réduites en poudre, et faites entrer en fusion ignée dans un creuset. Lavez ensuite la masse avec de l'eau bouillante, et filtrez la liqueur toute chaude : elle est d'une belle couleur verte.

On fait évaporer cette liqueur : le manganèse qui lui donnait la couleur, se précipite peu à peu sous la forme d'une poussière noire que l'on peut facilement recueillir par le repos d'abord, et ensuite par la décantation de la liqueur qui surnage. Lorsque, par les ébullitions réitérées, on apperçoit qu'il ne se précipite plus d'oxide de manganèse, on sature le liquide avec l'acide nitrique; d'une autre part, on fait digérer le marc qui est resté sur le filtre, avec du même acide très-affaibli d'eau; par ce moyen la terre seule se dissout avec émission de calorique; la silice et le fer fortement oxidé ne se dissolvent point.

On réunit cette dissolution à la première qui est saturée d'acide nitrique, et on fait évaporer jusqu'à siccité pour séparer quelques parties de fer et de silice qui auroient pu rester.

On fait dissoudre de nouveau cette matière ainsi séchée, dans de l'eau; on filtre la dissolution; on précipite par l'ammoniaque. La chaux ne se précipe point. On lave le précipité qui s'est formé, avec de nouvelle eau; et pour pouvoir recueillir à part la terre calcaire qui est demeurée en dissolution, tant dans la liqueur qui a surnagé le précipité opéré par l'ammoniaque, que dans l'eau des

Digitized by Google

lavages de ce même précipité, on y verse quelques gouttes de carbonate de potasse en liqueur, et on obtient du carbonate de chaux.

Le précipité obtenu par l'ammoniaque contient l'ytria, et peut-être encore un peu de manganèse; on le fait dissoudre de nouveau dans l'acide nitrique; on étend la dissolution avec un peu d'eau distillée, on y ajoute par petites quantités à la fois une dissolution d'hydrogéno-sulfure de potasse afin de ne précipiter que les parties métalliques; il reste donc la terre seule que l'on précipite de nouveau par l'ammoniaque, pour l'obtenir pure : c'est ce que l'on nomme l'ytria.

Cette analyse paraît difficile et très-compliquée; mais si on l'étudie bien, elle semblera très-précise et conforme à la méthode analytique, en même temps qu'aux diverses lois des attractions chimiques.

Caractères de l'Ytria.

1°. Parfaitement blanche lorsqu'elle est bien séparée de l'oxide de manganèse.
2°. Ni saveur, ni odeur.
3°. Infusible par elle-même, et fusible avec le borax.
4°. Non sensiblement soluble dans les alcalis caustiques, ce qui la distingue de l'alumine et de la glucine.
5°. Soluble dans le carbonate d'ammoniaque, mais 5 à 6 fois moins que la glucine.
6°. Forme un sel cristallisable avec l'acide sulfurique; non cristallisable avec les acides nitrique, muriatique.

Nota. Les différences qui existent entre l'ytria et la glucine sont l'insolubilité de l'ytria et la solubilité de la glucine dans les alcalis fixes caustiques; le peu de solubilité du sulfate d'ytria, et la grande solubilité du sulfate du glucine; le peu de solubilité de l'ytria dans le carbonate d'ammonia-

Digitized by Google

que, et la facile solubilité de la glucine dans ce même carbonate : enfin, la précipitation de l'ytria, et la non précipitation de la glucine par les acides oxaliques et la pussiate de potasse.

Agustine.

Terre aride *sui generis*, découverte par Trommsdorf, dans le béril de Saxe; elle reçoit son nom de l'*a* privatif des Grecs, et de celui de *gustus*, ce qui veut dire *sans goût*, parce que cette terre combinée avec des acides forme des sels qui n'ont point ou presque point de saveur.

Les caractères qui distinguent l'agustine des terres dont il vient d'être fait mention sont :

1°. Sa blancheur et sa pesanteur spécifique égale à celle de l'alumine.
2°. Son insolubilité dans les alcalis purs ou carbonatés par la voie sèche ou humide.
3°. La même insolubilité dans l'ammoniaque pure ou carbonatée.
4°. Son peu d'attraction pour l'acide carbonique.
5°. La dureté qu'elle prend au feu, sans y acquérir de saveur, et son insolubilité dans l'eau.
6°. Sa tendance à la combinaison avec les acides, avec lesquels elle forme des sels sans saveur sensible.
7°. Avec l'acide sulfurique, elle forme un sel peu soluble; si l'acide est avec excès, le sel devient très-soluble et se cristallise en étoiles.
8°. Avec l'acide phosphorique en excès, elle forme un sel très-soluble.

Les propriétés de l'agustine ne sont point connues.

§. II. *Des terres Subalcalines.*

On comprend dans cette section les espèces de terres qui jouissent d'une certaine solubilité dans l'eau, lorsqu'elles sont pures.

Ce caractère les distingue des terres arides qui sont

Digitized by Google

sont insolubles dans leur état naturel, et qui n'acquièrent de la solubilité que lorsqu'elles sont amenées à l'état salin par leurs combinaisons avec les acides.

Ces terres sont la magnésie et la chaux. On leur a donné le nom de *subalcalines*, parce qu'elles sont déplacées de leurs combinaisons avec les acides par les terres alcalines proprement dites (1).

On leur a donné pendant trop long-tems le nom de *terres caustiques*, un peu mal à propos. *Voy.* calcination, pag. 98, vol. I.

La chaux privée de toute espèce de corps étranger à sa substance peut bien manifester sur l'organisme animal une sensation brûlante ou caustique; mais cette propriété lui est commune avec la baryte, la strontiane, mieux encore avec les alcalis fixe et volatil purs, et ne se rencontre pas dans la magnésie pure parfaitement décarbonatée. La causticité est donc un attribut qui appartient nécessairement aux espèces de terres pures qui jouissent d'une grande solubilité.

La magnésie est une terre subalcaline sans être une terre caustique, précisément par la raison que nous venons de donner, c'est-à-dire parce qu'elle a moins d'attraction pour l'eau que la chaux et les alcalis proprement dits.

Une des qualités qui distinguent les terres subalcalines des terres arides, c'est d'absorber avec avidité l'acide carbonique, pour peu qu'il soit en contact avec elles.

De la Magnésie.

La magnésie est une terre subalcaline *sui generis*, dont la tendance à la combinaison avec les acides et les autres terres est telle, qu'il est presque impossible de la rencontrer pure dans la nature. On la trouve dans les pierres ollaires, stéatites, dans la serpentine; elle fait partie des pierres composées; mais elle est

(1) Nous excéptons l'ammoniaque qui ne précipite point la terre calcaire.

Digitized by Google

plus abondamment répandue dans les eaux des fontaines d'Epsum en Angleterre, de celle d'Egra, de Séidschutz, etc., combinée avec l'acide sulfurique, et formant ce que l'on connaît sous le nom de sulfate de magnésie.

Pour obtenir la magnésie pure, on a recours à deux procédés. Le premier consiste à faire dissoudre de la potasse dans les proportions de 5 hectogrammes (℔ j) dans 1 kilogramme d'eau froide. On expose cette solution à l'air, pour que la potasse en absorbe l'acide carbonique. On fait dissoudre d'autre part du sulfate de magnésie, pareillement 5 hectogrammes dans 20 ou 25 hectogrammes d'eau distillée. On filtre la potasse en liqueur, au bout de douze à quinze jours de son exposition à l'air; on filtre de même la dissolution du sulfate de magnésie : on étend cette dissolution dans 8 kilogrammes d'eau distillée. Alors on fait chauffer séparément les deux liqueurs, et on les mêle en masse dans un grand vase capable de contenir le tout. On agite le mélange; il se forme un précipité blanc, léger, très-abondant. On laisse reposer le tout. Le carbonate de magnésie se dépose au fond du vase. On décante la liqueur qui surnage et qui tient en dissolution du sulfate de potasse, comme nous l'expliquerons plus bas. Alors on lave dans plusieurs eaux froides le carbonate de magnésie, jusqu'à ce que l'eau en sorte insipide. On rassemble tout le précipité sur une toile fixée sur un grand carré; on laisse bien égoutter l'eau, et on fait sécher par masses détachées plus ou moins volumineuses, en l'exposant au grand air, dans une température sèche : c'est ce que l'on nomme *carbonate de magnésie*.

Le second procédé, à l'aide duquel on obtient cette terre pure, consiste à la priver de l'acide carbonique avec lequel elle est combinée. Pour cela, on réduit en poudre le carbonate de magnésie, et on le soumet par parties dans un creuset, à l'action du calorique dont la température est assez élevée pour en chasser l'acide carbonique. Cette magnésie est pure ou décar-

Digitized by Google

bonatée, lorsqu'elle ne fait point d'effervescence avec les acides.

Le premier procédé est dû à *Butini*, et je l'ai suivi dans ma pratique avec succès.

Les pharmaciens doivent tenir dans leurs officines des deux espèces de magnésie : l'une carbonatée, et l'autre pure.

On remarque que la première étant prise intérieurement absorbe les acides des premières voies, mais en même temps dégage du gaz acide carbonique qui incommode quelquefois beaucoup les malades qui en font usage. La magnésie pure est beaucoup plus avantageuse en ce qu'elle n'excite aucun dégagement aériforme; c'est un des meilleurs absorbans, et des plus puissans anti-laiteux connus. On en fait usage dans les maladies laiteuses à la dose de 4 grammes le matin, et autant le soir dans un demi-verre d'eau.

La magnésie pure sert avantageusement dans la rectification des éthers : on doit même la préférer à la potasse.

Remarques.

La décomposition du sulfate de magnésie par la potasse doit se faire par préférence avec le carbonate de potasse : c'est une véritable décomposition qui s'opère par l'attraction élective double. Plus la potasse est saturée d'acide carbonique, plus on obtient de terre magnésienne ; par la raison que cette terre, saturée à son tour de l'acide carbonique du carbonate de potasse, est insoluble dans l'eau, et dans l'acide sulfurique qui est lui-même saturé de potasse, et dans la potasse elle-même qui ne manquerait pas d'en dissoudre s'il s'en trouvait qui ne fût point combinée avec un acide. Tout l'art de la décomposition du sulfate de magnésie consiste donc à sa séparation de l'acide sulfurique par un carbonate de potasse saturé d'acide carbonique.

La liqueur qui surnage cette précipitation est du sulfate de potasse dissous dans l'eau : on la filtre, on

Digitized by Google

la fait évaporer, et on obtient des cristaux de sulfate de potasse.

La magnésie pure est soluble dans deux mille parties d'eau ; elle verdit le sirop violat : elle forme avec les acides des sels très-solubles : elle attire puissamment l'acide carbonique. Si on la chauffe fortement, elle acquiert une propriété phosphorique. C'est de toutes les terres celle qui est la plus légère : sa saveur est légèrement amère.

De la Chaux.

La chaux est une terre subalcaline qui est extrêmement répandue dans la nature, mais que l'on n'y rencontre que très-difficilement et non moins rarement pure. Sa tendance à la combinaison avec une infinité d'autres corps ne permet pas qu'on la trouve jouissant des propriétés physiques qui lui sont particulières. Il me paraît démontré, d'après un grand nombre de recherches que j'ai faites pour connaître l'origine de la terre calcaire, que cette origine est due aux matières animales. Cette terre doit être regardée comme une substance simple *sui generis*, lorsqu'elle est parfaitement pure; mais, comme il vient d'être dit plus haut, la pureté absolue de la terre calcaire est nécessairement l'ouvrage de l'art.

Les divers états sous lesquels la terre calcaire nous est offerte dans la nature sont :

1°. Les pierres composées ou mélangées.

2°. Les carbonates calcaires dans le nombre desquels on compte les stalactites, les stalagmites, les spath calcaires, cristallisés et en masse ; les espèces de craie, les concrétions, les sédimens, les incrustations, les pétrifications du genre des testacés, la pierre à chaux, les marbres.

3°. Les sulfates calcaires, gypses ou pierres à plâtre.

4°. Les phosphates calcaires qui procèdent des os et des dents des animaux, pétrifiés ou non.

5°. Les fluates calcaires ou chaux fluorée.

6°. Les tungstates calcaires.

Digitized by Google

7°. La chaux magnésiée, le borate magnésio-calcaire, le borate calcaire ammoniacal.

La chaux, connue dans les arts sous le nom de *chaux vive*, s'obtient par la calcination des diverses espèces de carbonates calcaires soumis à l'action du calorique, dans des fours de forme carrée, nommés *fours à chaux* : les stalactites fournissent la chaux vive, la meilleure et la plus pure ; mais c'est particulièrement de la pierre à chaux, autrement pierre de moellon que l'on fait usage pour préparer ce que l'on nomme la chaux.

Cette chaux convenablement calcinée se reconnaît par la propriété qu'elle a d'absorber beaucoup d'eau, étant exposée à l'humidité. Si on la plonge rapidement dans ce fluide, elle s'y fendille avec bruit : si on la laisse s'éteindre dans le même liquide, il s'opère une grande émission de calorique : ce dégagement de calorique est due à la condensation de l'eau qui perd une portion de ce principe de la chaleur qui la maintenait dans l'état liquide. On reconnaît encore la chaux vive à sa blancheur et à sa dureté.

La chaux que l'on éteint à l'air libre augmente considérablement de volume, sans manifester de différence sensible dans sa température: elle est donc extrêmement avide d'eau, et elle ne l'est pas moins d'acide carbonique.

La pierre à chaux dont on porte trop loin la calcination, perd sa propriété caustique et celle dont il vient d'être fait mention : elle prend le nom de chaux brûlée, terme extrêmement impropre, et que l'on ne devrait plus employer : c'est de la chaux qui a éprouvé un commencement de vitrification. Il est assez rare de rencontrer de la pierre à chaux qui ne soit mêlée avec d'autres terres plus ou moins fusibles ; aussi ces sortes d'accidens n'arrivent-ils jamais que lorsque la pierre à chaux est mélangée d'autres terres.

Le pharmacien ne doit pas regarder la chaux vive qui se débite dans le commerce comme une terre calcaire bien pure. Pour se la procurer telle, on prend

Digitized by Google

du carbonate calcaire, autrement de la craie; on la lave dans plusieurs eaux; ensuite on la dissout dans du vinaigre distillé; on filtre cette dissolution, et on précipite la terre calcaire par le moyen du carbonate d'ammoniaque: on lave le précipité et on le calcine pour en chasser l'acide carbonique que lui a fourni le carbonate d'ammoniaque. Ce qui reste dans le creuset est de la terre calcaire pure que l'on enferme encore chaude dans des flacons vides d'air, et garnis de leurs bouchons de cristal.

La propriété qu'a la chaux de se dissoudre dans l'eau, la rend propre à faire de l'eau de chaux: celle qu'elle a de se combiner avec l'acide carbonique, la rend d'un service bien avantageux pour priver les alcalis de cet acide qui en formait des carbonates.

Ce que l'on nomme *lait de chaux* est de la chaux délayée dans de l'eau.

On prépare avec la chaux, de l'eau de chaux, des alcalis caustiques, du sulfure calcaire, du phosphure de chaux, dont il sera fait mention plus bas.

La terre calcaire pure est blanche, d'une saveur urineuse, âcre, brûlante; elle verdit le sirop de violettes, et ne fait point d'effervescence avec les acides. Unie à du sable par l'intermède de l'eau, il en résulte un corps mixte qui acquiert beaucoup de solidité et qui prend le nom de mortier.

C'est avec le sulfate de chaux à moitié calciné et la chaux vive réduite en poudre, que l'on prépare la pâte de stuk avec lequel on imite les espèces de marbre. On lie ces deux poudres avec de la colle de Flandre.

§. III. *Des terres Alcalines.*

On comprend dans cette section la baryte, la potasse, la soude, l'ammoniaque et la strontiane.

L'ordre dans lequel nous plaçons ces terres est conforme à celui de leur attraction avec les acides. On a long-tems pensé que la potasse était l'espèce d'alcali dont l'attraction pour l'acide sulfurique était

Digitized by Google

telle, qu'aucune autre ne pouvait la rompre; mais l'expérience a fait connaître que la baryte était la substance ou base salifiable dont la puissance d'attraction pour cet acide était la plus forte.

On ne consulte pas dans cet arrangement la solubilité de ces bases dans l'eau, comme on ne manquera pas de l'observer bientôt. En effet, la baryte est très-peu soluble dans ce liquide, par comparaison aux autres terres alcalines : la loi des attractions de combinaison exerce donc une puissance qui lui est particulière, dont on reconnaît l'effet sans pouvoir découvrir la cause.

L'ammoniaque que l'on place au rang des terres alcalines n'est pas précisément une terre, dans l'acception vraie du mot; mais elle est une véritable base salifiable, puisqu'elle forme des sels par sa combinaison avec les divers acides; et si elle n'a pas les propriétés physiques des terres, elle en a du moins les propriétés chimiques.

Les terres alcalines convertissent les couleurs bleues végétales en vert, et forment des sels neutres avec les acides.

De la Baryte.

La baryte, ou terre pesante, ne se rencontre pas pure dans la nature; elle est le plus habituellement combinée avec l'acide sulfurique ou l'acide carbonique, et elle forme des sulfates ou carbonates de baryte. *Voyez* la 1re. partie de cet Ouvrage, page 48, volume I.

Pour obtenir la baryte pure, on ne peut la séparer de l'acide sulfurique avec lequel elle forme du sulfate, que par une décomposition fondée sur les attractions électives doubles. C'est ordinairement le sulfate de baryte que l'on préfère pour opérer cette décomposition.

Kirchof, pharmacien russe, est parvenu à décomposer le sulfate en le broyant, à une douce chaleur, avec du carbonate de potasse et de l'eau; mais le

Digitized by Google

procédé le plus usité et le plus certain, est celui par lequel on décompose l'acide sulfurique de cette combinaison saline par l'intermède du charbon.

On prend deux parties de charbon très-sec réduit en poudre, et une partie de sulfate de baryte; on en fait le mélange et on l'introduit dans un creuset; on élève la température assez haut pour faire rougir la matière. Le carbone du charbon se porte sur l'oxigène de l'acide sulfurique, et forme avec ce principe acidifiant de l'acide carbonique, lequel, s'emparant d'une quantité suffisante de calorique, s'échappe à l'état de gaz. Le soufre qui faisait la base de l'acide sulfurique, étant mis à nu, se porte sur la terre barytique et forme un sulfure de baryte. Lorsque la matière qui est dans le creuset est arrivée à l'état demi-fluide, on retire le creuset du feu, et on jette ce qu'il contient dans de l'eau: le sulfure de baryte se dissout, et dégage du gaz hydrogène sulfuré qui se fait vivement sentir, et qui s'opère par une décomposition partielle de l'eau, dont l'hydrogène se porte sur le soufre et en dissout une partie. Il se précipite au fond du vase une terre insoluble qui a tous les caractères de la silice.

Alors on filtre la liqueur, et on en sépare le soufre par l'addition de l'acide nitrique jusqu'à ce qu'il ne se précipite plus de soufre. On filtre de nouveau la liqueur; on fait évaporer celle-ci jusqu'à pellicule, et on procède à la cristallisation par le refroidissement.

Pour obtenir la baryte pure, on prend du nitrate de baryte cristallisé, on l'expose à l'action du feu dans un creuset; on élève la température pour en dégager l'acide nitrique. Ce sel se boursoufle, laisse échapper beaucoup de gaz oxigène et de gaz azote, sans fournir presque de vapeurs nitreuses; lorsqu'il ne se dégage plus de fluides élastiques, on laisse refroidir les vaisseaux; on trouve dans le creuset une matière grise, solide, parsemée de cavités, d'une saveur âcre, brûlante, plus caustique que la chaux vive; c'est la baryte pure.

Digitized by Google

Cette terre verdit le sirop de violettes ; elle est très-avide de l'eau ; elle la solidifie, se cristallise, et se durcit tellement avec elle, qu'elle acquiert la dureté d'un ciment très-tenace et qui est très-adhérent au verre.

L'eau froide dissout un 25eme. de son poids de cette terre ; l'eau bouillante en dissout plus de la moitié, et dépose, en refroidissant, des prismes très-beaux qui s'effleurissent à l'air.

La baryte est plus avide d'acide carbonique que la chaux vive. C'est un excellent réactif pour reconnaître la présence de la chaux quelque part où elle se rencontre.

On prépare avec la baryte un sel qui est d'usage actuellement en médecine, connu sous le nom de *muriate de baryte*. On peut la combiner avec d'autres acides.

DE LA POTASSE.

Sel de tartre, alcali fixe végétal.

La potasse est une terre alcaline ou une base salifiable qui est produite par l'incinération des végétaux. *Voyez* pag. 392, vol. I; *voyez* aussi la première partie de cet Ouvrage, pag. 11, au mot *potasse*.

Il est plusieurs procédés à l'aide desquels on parvient à se procurer de la potasse dans les laboratoires de pharmacie : on distingue pareillement plusieurs sortes de potasse qu'il importe de bien faire connaître, sur-tout aux étudians, afin de fixer leurs idées sur le compte de cette substance.

Il y a bien de la différence entre la potasse pure ou caustique, la potasse carbonatée, et le carbonate de potasse. Cette dernière est un véritable sel neutre qui doit trouver sa place parmi les sels proprement dits.

La potasse carbonatée est une terre alcaline dans l'état moyen, c'est-à-dire qui participe du carbonate de potasse avec excès de base. Cette sorte de potasse est la plus usitée dans l'usage médical, et dans la plupart des opérations de pharmacie.

Digitized by Google

Enfin, la potasse caustique, connue sous le nom de *pierre à cautère*, n'est pas encore dans l'état de potasse pure telle qu'on doit la désirer pour être comprise au nombre des terres alcalines simples. Faisons connaître les procédés les plus usités.

(Ier. Procédé.)

Potasse Carbonatée.

℔ de la potasse du commerce, de Dantzick, la quantité que vous voudrez; humectez-la avec le moins d'eau possible, exposez à l'air humide; la potasse s'emparera de l'humidité de l'air et se résolvera en liqueur. Filtrez cette dissolution; faites évaporer jusqu'à siccité, et vous obtiendrez de la potasse carbonatée.

Remarques.

Cette potasse carbonatée peut bien ne pas contenir de sels neutres étrangers, parce que la dissolution alcaline ayant été opérée à froid, et l'eau en étant parfaitement saturée, elle n'a pu exercer son action dissolvante sur les sels contenus dans la potasse du commerce; mais outre la portion de carbonate qu'elle a fournie à l'eau, elle contient habituellement un peu de silice en dissolution, ce qui la rend impropre à beaucoup d'opérations de pharmacie.

(IIe. Procédé.)

℔ du tartre blanc ou rouge en poudre grossière; emplissez-en des cornets de papier mouillés; formez des lits sur lits avec des charbons; brûlez à feu ouvert jusqu'à ce que le tout soit réduit en cendres; faites la lessive de ces cendres; filtrez et faites évaporer jusqu'à siccité.

Remarques.

Cette potasse carbonatée est préférable à la première; mais on perd beaucoup de matières alcalines par ce procédé.

Digitized by Google

(IIIe. Procédé.)

℥ de l'acidule tartareux, autrement crême de tartre; réduisez en poudre; faites brûler dans un creuset jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz élastique; faites entrer la matière en fusion en couvrant le creuset; laissez refroidir le creuset : retirez la matière qu'il contient; elle est de couleur noire charbonneuse. Faites-en la lessive avec de l'eau froide; filtrez la solution, et faites évaporer jusqu'à siccité. On obtient alors de la potasse carbonatée assez belle, dans les proportions de près de moitié du poids de l'acidule tartareux employé.

(IVe. Procédé.)

℥ le résidu charbonneux de l'analyse du tartre dans les vaisseaux clos, à une température supérieure à celle de l'eau bouillante; brûlez ce charbon dans un creuset à l'air libre; faites la lessive du résidu de la combustion; filtrez et évaporez comme ci-dessus. Cette potasse carbonatée est d'une qualité égale à la précédente.

(V^e. Procédé.)

Nitre fixé par les charbons.

℥ du nitrate de potasse très-pur, 5 hectogr. (℔j). Faites liquéfier dans un creuset très-capable; projetez une cuillerée de charbon; il se fera aussitôt une déflagration et non pas une détonation, à raison de la combustion très-rapide du charbon; continuez la projection du charbon jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de déflagration; retirez la matière encore chaude du creuset; faites-la dissoudre dans l'eau chaude; filtrez la dissolution, et faites évaporer jusqu'à siccité.

Remarques.

La potasse que l'on obtient par ce procédé est nécessairement très-blanche et plus pure que celle ob-

Digitized by Google

tenue par les procédés qui précèdent; mais elle contient du carbonate de potasse.

Au moment de la projection du charbon sur le nitrate de potasse fondu, ce combustible brûle avec rapidité en s'emparant de l'oxigène de l'acide nitrique du nitrate. Il se forme de l'acide carbonique; dont une grande partie se dissipe à l'état de gaz, et une petite partie se combine avec la potasse et forme du carbonate de potasse.

(VIe. Procédé.)

Nitre fixé par le Tartre.

℔ du nitrate de potasse } de chaque, parties égales.
du tartre cru. . . . . }

Réduisez l'un et l'autre en poudre; faites-en un mélange exact; embrasez avec un charbon rouge de feu. La déflagration étant passée, faites dissoudre la masse dans une suffisante quantité d'eau froide; filtrez et évaporez jusqu'à siccité.

Cette potasse carbonatée est égale à la précédente. Le tartre que l'on mêle au nitrate de potasse contient du carbone qui brûle par son contact avec l'oxigène de l'acide nitrique : il y a dégagement de gaz acide carbonique qui se forme pendant la combustion, et une partie de cet acide est retenu par la potasse et forme de la potasse carbonatée.

Remarques générales.

On obtient, par les quatre derniers procédés, de la potasse carbonatée, qui peut être employée dans toutes les opérations qui n'exigent pas de la potasse pure. C'est cette qualité de potasse qui est d'usage en médecine, parce qu'elle n'exerce pas sur l'organisme animal une action aussi forte, ni aussi brûlante. Enfin, c'est cette qualité que l'on emploie pour opérer des combinaisons salines avec les diverses espèces d'acides, comme nous aurons occasion de le

Digitized by Google

faire remarquer en traitant des sels neutres à base de potasse : c'est encore avec la même qualité de potasse que l'on prépare le sulfure de potasse.

La potasse carbonatée fait effervescence avec les acides, à raison du déplacement forcé de l'acide carbonique qui constitue la portion de sel qu'elle contient à l'état de carbonate. Cette effervescence est un signe certain que la potasse contient du carbonate.

Cette matière dans l'état moyen de terre alcaline et de carbonate alcalin, convertit les couleurs bleues végétales en vert.

Si on l'expose à une atmosphère humide, elle se résout en liqueur, et forme ce que l'on connaît sous le nom d'huile de tartre par défaillance, ou potasse en liqueur.

Potasse en liqueur, ou huile de tartre par défaillance.

℔ de la potasse carbonatée ce que vous voudrez; exposez-la au libre contact de l'air; elle en attire puissamment l'humidité, et elle se résout en liqueur; on la coule dans un flacon que l'on bouche exactement, et elle s'éclaircit par le repos.

La potasse en liqueur s'emploie rarement intérieurement : on s'en sert extérieurement comme cosmétique : elle sert dans les arts, particulièrement pour la reliure.

Si on étend cinq hectogrammes de cette liqueur dans quatre kilogrammes d'eau, il en résulte ce que les peintres d'impression nomment *eau seconde*, dont ils se servent pour enlever la peinture, ou pour nettoyer les tableaux, en l'allongeant dans de nouvelle eau.

Des Alcalis purs ou Caustiques.

Ce sont les espèces de terres alcalines que nous avons désignées sous le titre de *terres alcalines*; mais on distingue particulièrement dans le nombre, la potasse, la soude, et l'ammoniaque caustiques.

Les propriétés physiques de ces corps sont d'im-

Digitized by Google

primer sur l'organe du goût une sensation âcre, mordicante, urineuse, de cautériser la peau.

Leurs propriétés chimiques sont de verdir les couleurs bleues végétales, de ne point faire effervescence avec les acides lorsqu'ils sont parfaitement purs, de se combiner avec les huiles fixes, avec lesquelles ils font des savons, et de former des savonnules avec les huiles volatiles.

Chacun de ces alcalis, amené à l'état le plus pur possible, a des propriétés qui ne sont qu'en soi, qui n'appartiennent qu'à soi, quoique paraissant communes aux uns et aux autres. On dit bien en général que les alcalis purs ont la propriété de faire des savons; mais les savons qu'ils font avec la même huile ne sont pas de même nature. La potasse caustique, combinée avec l'huile d'olive ou d'amandes douces, ne formera qu'un savon de moyenne consistance, tandis que la soude caustique combinée avec la même huile, formera un savon dont la consistance deviendra d'une grande solidité : il y a donc une différence réelle entre ces deux sortes d'alcalis. Point de doute à cet égard; mais est-elle bien connue? Est-elle constatée par l'analyse? Jusqu'ici ces deux espèces d'alcali sont indécomposées. Il n'en est pas de même de l'ammoniaque dont on connaît jusqu'aux quantités de principes qui la constituent.

Pelletier pensait que la potasse était un composé d'hydrogène, d'azote, et de terre calcaire, et que la soude n'en différait que par la base qui était de nature magnésienne : depuis lui d'autres chimistes ont cru reconnaître, par suite de nouvelles expériences, ce qu'avait avancé ce chimiste célèbre; mais les faits n'ont pas encore paru assez concluans pour prononcer affirmativement, et on persiste à regarder les alcalis comme des corps indécomposés, sinon indécomposables.

Potasse caustique ou pierre à Cautère.

La préparation de la pierre à cautère est fondée

Digitized by Google

sur l'attraction de la terre calcaire pour l'acide carbonique.

On prend partie égale en poids de potasse carbonatée et de chaux vive ; on met l'une et l'autre dans une chaudière de fer, et on verse par dessus une suffisante quantité d'eau de rivière. On fait bouillir ce mélange pendant environ une demie-heure ; ensuite on coule à travers des toiles fixées sur des châssis. On a soin de reverser les premières colatures sur la toile, jusqu'à ce que la liqueur coule très-claire.

On fait évaporer la colature dans la même chaudière, que l'on a bien nettoyée, jusqu'à siccité : alors on met cette matière sèche dans un creuset, et on l'expose à une température capable de la faire entrer en fusion. On la maintient à cet état de fusion pendant une demie-heure, ou jusqu'à ce qu'elle flue comme de l'huile. A cette époque on coule cette potasse caustique sur des plaques d'airain chauffées, ou en petits grains, à la manière des pastilles, ou en masse, sauf à la briser lorsqu'elle sera devenue solide. On doit l'enfermer encore chaude dans des flacons garnis de leurs bouchons de cristal, et privés d'air en les chauffant.

Remarques.

On trouve beaucoup plus avantageux de granuler la potasse caustique, pour l'usage chirurgical.

La chaux vive que l'on fait intervenir dans cette opération, ayant beaucoup plus d'attraction pour l'acide carbonique que n'en a la potasse, s'empare de cet acide avec lequel elle était combinée, et la rapproche beaucoup de l'état simple que l'on désire : mais il est impossible de lui enlever par ce seul procédé les dernières molécules d'acide carbonique avec lequel elle était combinée en partie : en sorte que cette potasse caustique n'est pas encore parfaitement pure, et a besoin de subir une opération ultérieure pour jouir de toute la simplicité qu'elle peut acquérir.

Digitized by Google

La potasse caustique ou pierre à cautère n'est employée qu'à l'extérieur pour les cautères potentiels.

Nota. Le citoyen *Bouillon la Grange* a proposé un appareil pour préparer la potasse caustique, qui sans doute est à l'avantage du produit, lorsqu'on traite cette opération en très-grand; mais dans les laboratoires privés il n'offre pas beaucoup de différence dans la perfection pour la pratique. *Voy.* Annales de Chimie, tome XXII, pag. 137.

Potasse pure.

℥ de la potasse caustique; versez par dessus de l'alcool très-rectifié, environ le tiers de la potasse employée; faites chauffer légèrement le mélange. L'alcool dissout tout ce qu'il peut dissoudre. On remarque qu'à mesure qu'il se refroidit il laisse déposer trois couches, selon l'ordre de leur gravité. La première qui se précipite au fond du flacon où l'on a coulé le tout présente les matières salines telles que les sulfate, muriate de potasse et les portions de terre qu'a retenues la potasse caustique; la seconde offre une dissolution aqueuse de carbonate de potasse qui a échappé à l'action de la chaux vive; la troisième qui surnage est une liqueur alcoolique d'un rouge brun. C'est une dissolution de potasse très-pure dans l'alcool. On la sépare avec un éolipyle, et on la distille à la cornue, ou dans une cucurbite de verre, au bain de sable jusqu'à siccité, ou jusqu'à ce que la liqueur soit en fonte tranquille ou qu'elle ait une apparence huileuse: on coule sur des assiettes de faïence; on laisse se concréter, on casse par morceaux, et on enferme dans des flacons qui bouchent bien.

On reconnaît que la potasse est pure, lorsque, dissoute dans l'eau distillée, elle ne trouble point l'eau de chaux ni de baryte, que le précipité qu'elle forme dans la dissolution d'argent se redissout dans l'acide nitrique, et enfin que, saturée d'acide carbonique, elle ne dépose point de silice.

Cette

Digitized by Google

Cette potasse pure jouit de toute son énergie comme caustique et comme dissolvant la silice.

Nota. La potasse pure ne s'emploie guère que pour les opérations de chimie les plus délicates, surtout comme réactif dans certaines analyses.

Il n'en est pas de même de la potasse carbonatée qui est à la disposition de beaucoup d'arts, notamment de ceux de la verrerie, de la teinture. Les marchands de vins en font usage pour neutraliser l'acide des vins qui commencent à s'aigrir : les peintres d'impression préparent avec cette potasse, une espèce de savon de cire liquide qu'ils nomment *encaustique*, et dont ils se servent pour lisser la peinture des carreaux dans les appartemens, et pour donner du luisant aux boiseries. Les proportions pour préparer le savon de cire dit *encaustique*, sont, potasse carbonatée ou sel de tartre 16 grammes, cire blanche ou jaune, selon le sujet à lisser, 128 gram. ($\overline{3}$ jv), eau, 1 kilogramme.

De la Soude.

La soude doit être distinguée sous plusieurs états, savoir : la soude en pierre, ou cendres de soude ; celle-ci est le produit de la combustion des plantes marines, telles que la barille, le kali, l'algue, le goëmon, etc.

Le second état de la soude est l'espèce de soude cristallisée, connue sous le nom de cristaux de soude, ou carbonate de soude. Cette qualité prend sa place au rang des sels neutres ; elle est un produit de la lixiviation : nous en ferons mention en traitant des sels neutres. Enfin, la soude pure est le troisième état auquel on fait arriver ce produit de la combustion des plantes marines, et qui doit occuper un rang parmi les terres, puisqu'alors elle n'est encore qu'une base salifiable et non un sel proprement dit.

Digitized by Google

De la Soude pure ou caustique.

La soude privée de tous corps étrangers, qui n'est combinée avec aucune espèce d'acide, a tous les caractères qui distinguent la potasse et que nous avons signalées, tels que saveur âcre, urineuse, solubilité parfaite dans l'eau, solubilité dans l'alcool, tendance à la combinaison avec les acides, avec lesquels elle forme des sels neutres, tendance à la combinaison avec les huiles grasses ou fixes dont elle forme des savons : mais, malgré la très-grande analogie qui existe entre la potasse et la soude, on remarque néanmoins dans la dernière quelques différences assez sensibles. 1°. La soude paroît attirer moins l'humidité de l'air que la potasse; 2°. elle se résout moins facilement en liqueur; 3°. elle forme des sels cristallisables avec tous les acides; 4°. son attraction pour l'acide carbonique semble beaucoup plus forte; 5°. l'adhérence qu'elle contracte avec les huiles grasses est telle qu'elle en forme des savons qui acquièrent une grande solidité, tandis que la potasse ne forme avec les mêmes huiles que des savons mous. Il paroît encore que l'attraction de la soude pour les acides, autres que l'acide carbonique, est moindre que celle de la potasse pour les mêmes acides. Une expérience très-intéressante semble prouver d'une manière incontestable cette vérité chimique.

Si l'on fait dissoudre partie égale de carbonate de potasse et de soude dans de l'eau distillée, on parvient à séparer la potasse, et à laisser le carbonate de soude intact, en dissolution dans cette eau, en ajoutant de l'acide tartareux à la dissolution de ces deux carbonates. On a soin d'ajouter plus d'acide tartareux qu'il n'en faut pour saturer la potasse; celle-ci s'empare de l'excès d'acide et se convertit en acidule tartareux, qui étant peu soluble, se cristallise presqu'aussitôt, et se précipite confusément au fond du vase, tandis que la soude est demeurée dans son état de carbonate

Digitized by Google

en dissolution, au lieu de se combiner avec l'excès de l'acide tartareux, et de se convertir en tartrite de soude.

La soude, avant d'être amenée à l'état de pureté qui lui donne le caractère d'une terre alcaline pure, subit une opération parfaitement analogue à celle que nous avons décrite à l'égard de la potasse. Il est bon de savoir que cette terre alcaline ne se rencontre jamais pure dans la nature, et qu'elle est au contraire nécessairement un produit de l'art. Le premier état sous lequel un pharmacien doit la connaître, est celui qui la présente et la distingue sous le nom de lessive des savonniers.

Lessive des Savonniers.

Cette lessive ainsi nommée, parce qu'elle sert à la fabrique du savon, est de la soude rendue caustique par l'intermède de la chaux.

℞. carbonate de soude cristallisée. . . . 1 kilogr. (℔ ij)
chaux vive. . . . . 15 hectogr. (℔ iij)

Faites bouillir le tout dans une suffisante quantité d'eau de rivière très-pure, pendant une demi-heure; filtrez la liqueur à travers des papiers sans colle, placés sur des toiles fixées sur des châssis quarrés; faites évaporer la liqueur filtrée jusqu'à ce que le pèse-sel que l'on y plonge marque 30 degrés, ou jusqu'à ce qu'une bouteille, qui étant pleine d'eau, en contient 32 grammes, (℥ j) contienne de cette liqueur, 44 grammes, (ʒ xj) alors on retire le vase du feu, on laisse demi-refroidir la liqueur; on la coule dans des flacons garnis de leurs bouchons de cristal, et on la laisse en repos pendant un mois ou environ, avant d'en faire usage. Ce tems de repos est nécessaire pour déterminer le dépôt au fond des flacons, des sels étrangers à la soude, ainsi que des terres siliceuse et calcaire que cette lessive tenoit en suspension : la liqueur se dépure pendant ce tems de repos, et devient beaucoup plus propre à l'usage.

Digitized by Google

C'est avec cette liqueur des savonniers que l'on prépare le savon médicinal, en mêlant deux parties d'huiles d'amandes douces sur une de cette liqueur. *Voyez* Savon.

Pour obtenir la soude pure, on fait évaporer cette lessive jusqu'à siccité, ensuite on la met dans un creuset, et on la fait entrer en fusion jusqu'à ce qu'elle flue à l'instar de l'huile : on la coule sur une plaque métallique chauffée ; on l'introduit ensuite dans un matras, et on verse par dessus de l'alcool à 37 degrés. L'alcool dissout la soude pure et surnage les deux couches inférieures, comme dans la dissolution alcoolique de la potasse pure. Les phénomènes sont absolument les mêmes.

La chaux s'empare de l'acide carbonique, du carbonate de soude, et met sa terre alcaline à nu.

Remarques.

La soude est encore considérée comme un corps simple indécomposé, sinon indécomposable. *Pelletier* pensait que la magnésie en faisait la base, et qu'elle était composée d'hydrogène et d'azote.

Cette terre alcaline est d'un grand usage dans la pharmacie, la médecine : elle est préférée à la potasse, pour la fusion des matières siliceuses dont on fait les verres blancs, le cristal blanc.

Nous représenterons encore la soude dans la série des sels neutres, en parlant du carbonate de soude. C'est alors que nous parlerons de ces divers usages, d'une manière plus positive.

On prépare avec la soude et le soufre un sulfure de soude. *Voyez* Décomposition du sulfate de soude.

De l'Ammoniaque.

L'ammoniaque n'est pas précisément une terre ; mais elle en remplit les fonctions en qualité de base salifiable, et c'est ce qui a déterminé les chimistes à la placer au rang des terres alcalines. En effet, l'am-

Digitized by Google

moniaque verdit promptement les couleurs bleues des violettes, de la mauve, des raves, et même la couleurs des roses : elle se combine avec le soufre et forme un sulfure d'ammoniaque ; elle forme avec les acides des sels neutres particuliers, dont il sera fait mention en son tems.

On ne peut pas regarder l'ammoniaque comme un corps simple, puisqu'il est bien démontré maintenant qu'elle est composée de quatre parties d'azote, sur une d'hydrogène. Cette connoissance de la combinaison de ces deux fluides élastiques, qui constituent l'ammoniaque, est une grande induction pour soupçonner que la potasse et la soude sont également des corps composés qui ne diffèrent de celle-ci que parce que les mêmes principes qui la constituent sont fixés par une base particulière. Au reste, ce qui n'est encore qu'une supposition, peut devenir par la suite une vérité démontrée; espérons qu'avec le tems et l'expérience, on parviendra à cette belle découverte.

L'ammoniaque ne peut ni ne doit pas être réputée un produit de la nature; elle ne se rencontre pas également pure de quelque manière qu'elle nous soit offerte. Les deux principes qui la composent sont abondamment répandus dans les animaux, et se rencontrent aussi dans beaucoup de végétaux; mais tant que les corps organisés sont à l'état de vie, ils ne contiennent point d'ammoniaque, et ce n'est qu'au moment de leur désorganisation par la fermentation, ou par suite de l'analyse, que celle-ci peut avoir lieu. Dans le premier cas, dès que, par la rencontre de l'hydrogène et de l'azote, il y a formation d'ammoniaque, il s'opère aussitôt de nouvelles combinaisons, soit avec le soufre, soit avec le phosphore, et il en résulte des sulfures et des phosphures d'ammoniaque. Si la rencontre a lieu avec le gaz acide carbonique, il y a formation de carbonate d'ammoniaque.

Lorsqu'il est question de l'analyse des matières ani-

Digitized by Google

males dans les vaisseaux clos, l'ammoniaque se présente constamment dans l'état de carbonate.

Enfin, toute l'ammoniaque que l'on rencontre dans la nature y est combinée avec des acides; mais particulièrement avec l'acide muriatique.

L'ammoniaque a été long-tems connue sous le nom d'alcali volatil. Son état naturel est d'être sec et gazeux; mais, pour pouvoir en jouir à son gré, on le reçoit dans l'eau où il se dissout, et où il prend l'état liquide qui constitue ce que l'on nomme l'alcali volatil, ou ammoniaque fluor.

On ne connaît qu'une seule sorte d'ammoniaque, ou alcali volatil. Toute celle qui est répandue dans la pharmacie ou dans le commerce de la droguerie, s'obtient de la décomposition du muriate d'ammoniaque (sel ammoniaque), par l'intermède de la chaux.

On peut obtenir l'ammoniaque, soit à l'état de gaz, soit dissout dans l'eau, à volonté; ceci dépend absolument de l'appareil que l'on adapte aux vaisseaux distillatoires.

Pour obtenir de l'ammoniaque liquide ou fluor, on prend du muriate d'ammoniaque une partie, de la chaux vive une partie et demie, on réduit en poudre chaque substance séparément. On introduit alternativement ces poudres dans une cornue de grès parfaitement bien lutée extérieurement: on a soin de garnir le col de la cornue d'un entonnoir de papier qui plonge jusqu'à sa panse, afin de ne pas en salir les parois; on place cette cornue dans un fourneau de réverbère que l'on couvre de son dôme; on adapte au col de la cornue une allonge à laquelle on ajuste un grand balon: à l'extrémité de ce balon on ajoute l'appareil de Woulf; on garnit le premier flacon d'eau distillée, dans la proportion d'une moitié en poids du muriate d'ammoniaque employé; on met un huitième d'eau distillée dans le second flacon, et la quantité que l'on veut dans le troisième.

On échauffe la cornue par degrés. Il distille d'abord un peu d'ammoniaque liquide d'une couleur rous-

Digitized by Google

sâtre, qui s'est condensée dans le balon. Ce produit est en partie à l'état de carbonate, et il doit sa fluidité à l'humidité de la chaux qui n'en est jamais parfaitement privée.

Le second produit est du gaz ammoniacal qui enfile les tubes de l'appareil, et va se rendre dans le premier flacon; il traverse l'eau jusqu'à ce que celle-ci en soit saturée; alors il passe par la communication des tubes dans le second flacon où il est dissout par l'eau qu'il y rencontre.

On doit, sur la fin, augmenter la température au plus haut degré, afin de faire monter tout le gaz ammoniacal. On arrête la distillation lorsqu'il ne monte plus de gaz dans le flacon.

Remarques.

Le premier produit que nous avons dit être à l'état de carbonate en partie, est dû à une portion d'acide carbonique qui est inhérent à la chaux, quelque bien calcinée qu'elle ait été. Il demeure dans le balon, et on le met à part.

Le second produit qui s'échappe est à l'état gazeux, et il se dissout dans l'eau distillée, c'est de l'ammoniaque pure, elle ne fait point effervescence avec les acides. On conçoit que si on avait voulu le recueillir dans l'état gazeux, il aurait fallu le recevoir sous des cloches remplies de mercure, par l'appareil hydrargiro-pneumatique; mais ce gaz alcalin très-volatil et très-expansible ne se recueille qu'en petit, comme nous le dirons plus bas, pour des expériences chimiques particulières.

L'ammoniaque gazeuse est beaucoup plus légère que l'air atmosphérique; elle donne beaucoup de légèreté à l'eau distillée. Lorsque celle-ci est saturée, elle offre 20 degrés à l'aréomètre, donc elle lui donne 10 degrés de légèreté, l'eau distillée donnant 10 à cet instrument.

Ce qui reste dans la cornue est du muriate calcaire avec excès de base. *Voyez* Muriate calcaire.

Les phénomènes qui se passent dans cette opéra-

Digitized by Google

tion sont faciles à expliquer. Le muriate d'ammoniaque est décomposé par la chaux. L'acide muriatique se porte sur la chaux, et forme du muriate calcaire. L'ammoniaque de ce muriate étant mis à nu, et étant volatil, s'empare du calorique, et s'élève à l'état de gaz : il est retenu par l'eau qu'il traverse, et il en augmente sensiblement le volume.

On doit conserver l'ammoniaque fluor dans des flacons qui bouchent bien, parce qu'elle tend sans cesse à s'échapper, comme étant spécifiquement plus légère que l'eau. On doit aussi la tenir dans une température de 5 degrés au plus au dessus de *zéro*, pour empêcher qu'elle se dissipe même à travers le bouchon, ou qu'en se raréfiant, elle ne brise le vase qui la contient.

L'ammoniaque liquide ou fluor est extrêmement pénétrante et caustique; elle n'est pas propre à la combustion ni à la respiration. Les animaux qui la respirent en sont bientôt suffoqués. Si on mêle ce fluide alcalin avec de l'huile d'amandes douces, il en résulte un liniment savoneux volatil qui est un puissant résolutif.

On se sert beaucoup de l'ammoniaque dans les arts, sur-tout dans la fabrication des ors de couleur, celle des aventurines. C'est avec ce fluide alcalin que l'on change la couleur naturelle des fleurs, et que l'on fait ces bouquets si jolis dont on ne reconnoît plus les végétaux qui les composent.

Mais ce qui rend l'ammoniaque bien recommandable pour la médecine, c'est la propriété qu'elle a de neutraliser le virus syphilitique, d'être sudorifique, de guérir la morsure des bêtes venimeuses, particulièrement celle de la vipère, étant appliquée extérieurement, et prise intérieurement à très-petite dose dans du sirop de menthe ou autre. On la fait aussi respirer aux apoplectiques et aux asphixiés.

Pour obtenir le gaz ammoniacal, on distille de l'ammoniaque fluor, soit dans une cornue, soit dans un matras, on adapte à l'extrémité un tube recourbé

Digitized by Google

qui va se rendre sous une cloche hydrargiro-pneumatique ; la plus légère chaleur suffit pour faire monter le gaz qui déplace le mercure de la cloche. Ce gaz est absorbé facilement par l'eau, et il y a émission de calorique : si au contraire on y plonge de la glace, celle-ci fond aux dépens du calorique de l'ammoniaque, et il y a production de froid.

L'ammoniaque fluor soumise à une température de 32 degrés au dessous de *o*, prend une consistance de gelée.

De la Strontiane.

Cette terre est la dernière des espèces de terres alcaline ou bases salifiables, suivant l'ordre de son attraction pour les acides avec lesquels elle forme des sels neutres.

Son nom lui vient de *Strons* ou *Strontean*, en Ecosse, où on la trouva d'abord à l'état de sulfate. On la prit long-tems pour de la baryte ; mais *Crawford*, et après lui, M. Cruiksand, lui ont reconnu des propriétés qui la distinguent. Cette terre se rencontre dans l'état de sulfate, et plus rarement dans l'état de carbonate. Elle est assez commune aux environs de Paris, sur la montagne de Montmartre.

Le procédé, pour l'obtenir pure, est le même que celui que nous avons indiqué pour la baryte ; on peut seulement employer moitié moins de charbon sec en poudre.

Les sels à base de strontiane, et notamment le muriate de ce nom imprégné d'alcool, communique à l'alcool lors de sa combustion une couleur qui rend sa flamme d'un rouge vif, éclatant, qui lui est particulière.

On ne connaît pas encore à la strontiane de propriétés relatives à l'art de guérir.

La strontiane pure est soluble dans trois fois son poids d'eau bouillante, et seulement d'un deux centième dans l'eau froide. Elle verdit l'infusion de violette : elle est d'un gris blanchâtre, d'une pesanteur spécifique moindre que la baryte.

Digitized by Google

CHAPITRE III.

Des Acides en général.

Les acides sont en général des corps brûlés, c'est-à-dire des combustibles simples ou composés, saturés d'oxigène, devenus incombustibles par leur combinaison absolue avec ce principe de vie et de combustion.

Nous avons déjà fait remarquer que l'on devoit distinguer les acides en acides végétaux, animaux et minéraux ; et pour mettre plus d'ordre dans nos démonstrations, nous avons effectivement adopté ces trois genres d'acides, en les classant les uns et les autres selon l'ordre des corps naturels auxquels ils semblent devoir appartenir par préférence, d'après les idées généralement reçues. Maintenant que nos études précédentes nous ont mis en état de juger plus sainement de la nature et de l'origine des corps qui sont soumis à notre examen comme à nos espériences, nous voyons qu'il n'existe point d'acides sans la participation des corps combustibles ; et si nous portons plus loin nos remarques et nos réflexions, nous voyons encore qu'il n'y a point de corps combustibles dont l'origine la plus proche de nous, ne soit due soit aux végétaux soit aux animaux. Les gaz hydrogène et azote sont les seuls combustibles que l'on pourrait, jusqu'à un certain point, considérer comme préexistans les végétaux et les animaux ; mais devenus les principes essentiels des deux ordres de corps organisés, nous sommes autorisés à regarder leur origine, par rapport à nous, comme naturellement due aux végétaux et aux animaux.

Cette opinion que l'on ne manquera sûrement pas, d'abord, de placer au rang des systèmes, deviendra un jour une vérité pour le savant ; vérité qui lui sera démontrée à chaque pas qu'il fera dans l'étude de la nature, toutes les fois qu'il voudra l'étudier après

Digitized by Google

avoir déposé les impressions qu'il aura reçues dans son premier âge, et qu'il essaiera d'appuyer sa pensée sur des faits et non sur des suggestions perpétuées par l'ignorance.

La connaissance de ces acides va bientôt nous conduire à celle d'autres corps plus composés : mais quels sont les caractères qui appartiennent aux acides, et sous quel état d'aggrégation peuvent-ils nous être offerts ?

Les acides sont ou solides, ou liquides, ou à l'état de fluides élastiques. Leur saveur est aigre, ou acerbe, styptique ou astringente, agaçant les dents : ils rougissent les couleurs bleues végétales ; ils sont plus ou moins facilement solubles dans l'eau, tantôt avec dégagement, tantôt avec absorption de calorique. Quelques uns sont fixes ; il en est d'autres qui sont volatils : leur principal caractère est d'être incombustibles, et ceux d'entre eux qui jouissent le plus éminemment des propriétés acides ont la faculté de brûler les corps organiques qu'ils touchent, de les réduire en charbon sans les enflammer, d'autres fois de les enflammer, ou d'accélérer leur combustion.

Les acides ont plus ou moins de tendance à la combinaison avec les bases salifiables et les oxides métalliques. Ils n'éprouvent point de décomposition positive dans leur combinaison avec les premières, ensorte qu'il est possible de les ramener à leur premier état ; et ils sont au contraire décomposés par les seconds, au point de ne pouvoir plus être reproduits tels qu'ils étoient primitivement : nous en exceptons les acides végétaux et animaux.

Les acides sont composés d'un ou plusieurs radicaux, et d'un principe acidifiant qui est commun à tous ou du moins à presque tous, et qui est connu sous le nom d'*oxigène ;* l'acide prussique semble faire une exception à cette règle. *Voy.* Acide prussique.

Les radicaux des acides ne sont pas tous connus ; il reste encore beaucoup de recherches à faire sur la plupart d'entre eux.

Digitized by Google

Des acides minéraux.

On est convenu de donner le nom d'acides minéraux aux espèces d'acides dont le radical se rencontre le plus généralement parmi les corps qui appartiennent à l'ordre des minéraux. Nous remarquerons que le radical de l'acide carbonique, que l'on a placé parmi les acides minéraux, appartient exclusivement aux végétaux et aux animaux; que s'il existe combiné à l'oxigène sous l'état d'acide carbonique, dans l'air atmosphérique, on peut être autorisé à croire qu'il ne s'y rencontre que par les émanations des produits de la putréfaction des corps organisés, et que tout celui qui constitue les carbonates calcaires que l'on rencontre dans le sein de la terre, doit son origine aux corps organisés.

Plus nous avançons dans l'étude des minéraux, plus nous reconnaissons que leur formation est due aux végétaux et aux animaux.

Mais il a fallu s'entendre sur la différence des corps entr'eux, et l'on s'est vu entraîné comme malgré soi à admettre des origines qui sembloient plus naturelles, conformément à nos connaissances acquises.

On a donc distingué six espèces d'acides minéraux.

Les acides, 1°. sulfurique.
2°. nitrique.
3°. muriatique.
4°. fluorique.
5°. boracique.
6°. carbonique.

Il faut bien distinguer les acides dont la base ou le radical est saturé d'oxigène de ceux qui sont avec excès de base.

Les premiers sont des corps brûlés, conséquemment parfaitement incombustibles.

Les seconds au contraire sont des corps qui jouissent de la faculté combustible en partie, et qui sont habiles à se combiner avec une nouvelle quan-

Digitized by Google

lité d'oxigène pour en être parfaitement saturés. De là est venue la terminaison des acides en *ique* et en *eux*.

L'acide muriatique est susceptible de se suroxigéner, c'est-à-dire de retenir du gaz oxigène au delà de ce qu'il en faut à son radical pour en être saturé. On a cru pendant quelque tems, que cette suroxigénation était suracidification; mais l'expérience et les faits ont démontré; 1°. que le gaz oxigène dont était surchargé l'acide muriatique n'était qu'interposé dans cet acide et non pas combiné, et qu'il ne lui fallait que le contact de l'air libre et de la lumière pour s'en séparer; 2°. que l'acide muriatique ainsi suroxigéné ne convertissait plus les couleurs bleues végétales en rouge; 3°. que si cet acide avait la propriété d'attaquer les métaux que l'acide muriatique ordinaire n'altérait en aucune manière, c'est que l'excès de gaz oxigène qu'il contenait, oxidait ces métaux et les disposait à la dissolution dans l'acide, à son point de saturation habituelle.

Les acides dont la terminaison est en *eux*, sont les sulfureux, nitreux, carboneux, ou oxide de carbone. Ce sont des acides imparfaits, ou si on l'aime mieux, incomplets, dont la combinaison avec les bases salifiables forme des sels dont les propriétés diffèrent essentiellement de celles des combinaisons des acides parfaits avec les mêmes bases. Ainsi, les acides minéraux dont le radical est saturé forment des sels neutres dont la terminaison est en *ate*, tels sont les sulfate et nitrate.

Les mêmes acides dont le radical n'est pas saturé forment des sulfite et nitrite: nous ne citerons pas ici l'acide phosphoreux et phosphorique, qui forment des phosphite et phosphate (1).

Aux six espèces d'acides minéraux que nous venons de citer, on a ajouté les acides arsénieux, arsénique, tungstique, molybdique et chromique. Ces sortes d'acides sont factices et s'opèrent au moyen du

(1) Ces deux sortes d'acides ont trouvé leur place dans les produits des animaux.

Digitized by Google

transport de l'oxigène déjà combiné avec une base, sur ces quatre radicaux métalliques pour les transformer en acides. Nous en ferons mention successivement.

§. I. *De l'acide sulfurique* vulgò *vitriolique.*

L'acide sulfurique est le résultat de la combinaison du soufre avec l'oxigène : c'est le produit d'une véritable combustion de ce combustible que nous avons fait connaître en faisant l'histoire du soufre.

Cet acide est toujours connu dans les arts, et dans les fabriques mêmes où on le prépare, sous les noms d'huile de vitriol, et d'acide vitriolique. On l'obtenait autrefois par la distillation des sels vitrioliques connus actuellement sous les noms de sulfates de fer, de cuivre, de zinc, et sulfate acide d'alumine ; mais aujourd'hui, tout l'acide sulfurique qui est répandu dans le commerce est le produit de la combustion du soufre dans des chambres de plomb. *Voyez* Tome premier, pag. 65 de la première partie de cet Ouvrage. Il me suffira de dire ici que l'on fait un mélange de soufre et d'un huitième de nitrate de potasse, que l'on allume le soufre, et que sa combustion est accélérée par l'oxigène de l'acide nitrique du nitrate, mais que cet oxigène de l'acide nitrique n'ajoute rien à la quantité d'acide sulfurique qui se forme par la combustion du soufre, par la raison qu'en saturant la base soufre il forme de l'acide sulfurique qui se combine avec la potasse du nitrate, et qu'il en résulte du sulfate de potasse que l'on trouve dans la chaudière de plomb, après la combustion du soufre.

Le soufre en brûlant, dégage d'abord de l'acide sulfureux, puis de l'acide sulfurique qui se trouve condensé par de l'eau en vapeurs, maintenue en cet état dans l'intérieur de la chambre ; il retombe par son propre poids dans les rigoles pratiquées dans le pourtour de la chambre, et garnies d'eau. C'est cette eau devenue acide que l'on distille dans des cuines ou cornues, dans un fourneau de galère, à la manière de l'eau-forte. On sépare les premiers produits comme

Digitized by Google

plus aqueux, et lorsque les gouttes qui distillent, commencent à se succéder plus lentement, on arrête la distillation. Ce qui reste dans les cornues est ce que l'on nomme l'acide sulfurique du commerce. On le transvase dans un flacon avec précaution, afin de l'obtenir le plus blanc possible. Si l'on casse les cornues, on les trouve tapissées dans leur intérieur d'une matière noire charboneuse qui se précipite à mesure que l'acide se concentre par la distillation.

L'acide sulfurique doit avoir 66 degrés au pèse-acide, pour être concentré convenablement. Il s'en faut bien qu'il ait toute la pureté que l'on puisse désirer pour des opérations délicates de chimie. Il contient quelquefois de l'acide nitrique, et du sulfate de plomb qui s'est formé dans l'intérieur de la chambre pendant la combustion du soufre.

Pour obtenir l'acide sulfurique bien pur, on distille de nouveau celui dont il vient d'être fait mention; on l'introduit dans des cornues peu élevées, bien lutées, et que l'on a assujetties de manière qu'elles ne vacillent pas sur leur support; on adapte les récipiens, et on élève graduellement la température. Le premier produit est mis à part comme pouvant contenir de l'acide nitrique. On augmente l'action du calorique, et on pousse la distillation jusqu'à ce qu'il ne reste plus de liqueur dans les cornues.

On trouve du sulfate de potasse dans la cornue, et du sulfate de plomb.

Cent parties d'acide sulfurique supposé sec contiennent 71 de soufre et 29 d'oxigène.

L'acide sulfurique concentré flue comme de l'huile. Sa pesanteur spécifique, comparée à celle de l'eau, est telle qu'une bouteille qui contient 32 gram. (℥ j) d'eau, contient 60 gram. (℥ j ʒ vij) de cet acide.

Lorsque l'acide sulfurique est pur, il est inodore, transparent et incolore. Pour peu qu'il soit en contact avec l'air, il se colore en absorbant de l'humidité qui le rend habile à dissoudre le carbone de l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère.

Digitized by Google

Cet acide brûle et carbonise les matières végétales et animales ; mais en même-temps il est décomposé par elles, et il se convertit en partie en acide acéteux.

Il est décomposé à chaud, par le gaz hydrogène ; il y a formation d'eau, d'acide sulfureux, précipitation de soufre, et souvent formation de gaz hydrogène sulfuré.

Certains métaux décomposent l'acide sulfurique à chaud, et il y a dégagement d'acide sulfureux, tel est entre autres le mercure. D'autres au contraire ont besoin d'être oxidés pour être dissous par lui ; dans ce cas l'acide est étendu d'eau : il y a alors décomposition de l'eau en partie ; son oxigène se porte sur les métaux, et il y a dégagement d'hydrogène. C'est ainsi qu'il se comporte à l'égard du fer et du zinc qu'il ne peut attaquer lorsqu'il est concentré.

L'acide sulfurique concentré décompose l'alcool et donne lieu à la formation de l'éther sulfurique.

Si on le mêle avec l'eau ou avec l'alcool, il y a émission de calorique : il en résulte de l'acide sulfurique aqueux, ou alcoolique.

Enfin l'acide sulfurique se combine avec les bases salifiables, et forme tantôt des sels neutres, tantôt des sels acides.

De l'acide sulfurique aqueux ou esprit de vitriol.

℥ acide sulfurique concentré à 36 degrés.
. . . . . une partie.
eau distillée . . . . . deux parties.

On met l'eau dans un matras, et l'on verse peu à peu l'acide sur l'eau, en ayant le soin d'agiter le matras pour opérer le mélange.

On conserve ce mélange dans un flacon pour l'usage.

Remarques.

Au moment de l'addition de l'acide sur l'eau, la température de celle-ci change ; il y a dégagement de calorique qui est proportionné aux quantités sur lesquelles

Digitized by Google

lesquelles on opère. Cette émission de calorique est due au dégagement de celui qui appartient à l'eau à qui celle-ci doit sa fluidité, et qui tend à prendre une température uniforme avec l'acide ; en sorte que l'acide et l'eau perdent nécessairement leur température respective pour en acquérir une moyenne.

L'acide sulfurique aqueux est habile à dissoudre le fer et le zinc sur lesquels le même acide concentré n'exerce aucune action, par la raison que l'eau cède une portion de son oxigène à l'un ou à l'autre de ces métaux et les oxide; il y a en même tems dégagement de gaz hydrogène, et l'acide qui n'est nullement décomposé jouit de toute sa puissance en tant qu'acide.

Douze gouttes d'acide sulfurique aqueux, ajoutées à 128 grammes (℥ jv) d'eau, offrent une eau acidulée qui est actuellement très-employée en médecine dans les maladies contagieuses et pestilentielles, dans les fièvres malignes. Ce médicament, très-en vogue en Prusse, est depuis long-tems employé en France : un médecin français, excellent praticien de clinique, lui a donné le nom d'*eau vitale* (1) à cause des bons effets qu'il en a obtenus, et pour ne pas mettre dans la confidence de ce curatif les malades auxquels il en prescrit l'usage, il fait prendre ce mélange par cuillerées, ou dans des boissons appropriées.

L'acide sulfurique aqueux est propre pour guérir les aphtes de la bouche.

Acide sulfureux ou esprit de soufre.

L'acide sulfureux est le second degré d'acidification du soufre.

Cet acide peut s'obtenir ou par la combustion immédiate du soufre, ou la soustraction d'une partie de l'oxigène de l'acide sulfurique.

Déjà nous avons vu en traitant de l'acide sulfurique, que la combustion du soufre dans la chambre de plomb, donnait d'abord naissance à la formation

(1) C'est l'eau anti-putride de *Beaufort*.

Digitized by Google

de l'acide sulfureux volatil ou gazeux, et que celui-ci pouvait devenir acide sulfurique, lorsque le soufre était saturé d'oxigène. *Voy.* Soufre, pag. 13 vol. III.

Dans le Code de Paris, on trouve un procédé sous le titre *d'Esprit de Soufre*, par lequel on obtient l'acide sulfureux volatil en brûlant du soufre sous une grande cloche remplie d'air atmosphérique, et placée sur un vase qui contient de l'eau pour le coërcer.

Nous verrons, dans la décomposition de l'alcool par l'intermède de l'acide sulfurique, que, lorsque l'acide commence à se décomposer à son tour, il y a formation d'acide sulfureux.

Nous avons fait connaître aussi que le mercure mis en contact avec l'acide sulfurique, et secondé de l'action du calorique, donnait lieu au dégagement du gaz acide sulfureux. Toutes ces expériences, et les faits qui en résultent, prouvent que l'acide sulfureux n'est autre chose que de l'acide sulfurique moins la quantité d'oxigène nécessaire à la saturation de la base soufre, ou sous d'autres expressions, l'acide sulfureux est de l'acide sulfurique avec excès de soufre.

Le procédé le plus commode, et qui est usité dans les laboratoires de pharmacie, à l'effet de se procurer de l'acide sulfureux à volonté, consiste à décomposer l'acide sulfurique par l'intermède du charbon, du sucre, ou de la gomme, à l'aide du calorique.

On met du charbon bien sec en poudre dans une cornue; on verse par dessus de l'acide sulfurique concentré; on place la cornue dans un bain de sable posé sur un fourneau; on adapte l'appareil de Woulf, et la cuve pneumatique, on met de l'eau distillée dans un des flacons de l'appareil, et on procède à l'ébullition de l'acide sulfurique.

Le carbone s'empare de l'oxigène de l'acide sulfurique, et se dégage en acide carbonique qui va se rendre sous la cloche pneumatique : le gaz acide sulfureux qui se forme par la soustraction de l'oxigène de l'acide sulfurique, (ce qui occasionne l'excès de sa base soufre) va se rendre dans le flacon garni d'eau

Digitized by Google

distillée et s'y dissout : c'est sous cet état de liquidité dans l'eau qu'il peut être employé pharmaceutiquement.

Ce fluide acide volatil a toutes les propriétés qui caractérisent les acides en général; il rougit les teintures bleues végétales ; il forme des sulfites avec les bases salifiables : si on le met en contact avec le gaz oxigène, ou si on l'expose pendant un certain tems à l'air libre, il se convertit en acide sulfurique.

Le gaz acide sulfureux volatil est sec, incolore, invisible, d'une pesanteur spécifique double de celle de l'air atmosphérique : il sert dans cet état de fluide élastique pour enlever les taches de fruits de dessus le linge, pour blanchir la soie, et lui donner du lustre.

Les gaziers, les blanchisseuses de bas de soie, font brûler lentement du soufre dans des boîtes pour ce qu'ils appellent *soufrer* leurs ouvrages en soie. C'est par un procédé semblable que l'on blanchit la gomme adragant.

Les citoyens *Monge* et *Clouet* ont prouvé que ce gaz pouvait se liquéfier à une température de 28 degrés au dessous de zéro.

§. II. *Acide nitrique, eau-forte, ou esprit de nitre.*

Depuis les belles expériences de *Lavoisier*, qui a fait l'analyse la plus exacte de l'acide nitrique en le décomposant par toute sorte d'intermèdes, en le composant de toutes pièces, cet acide est actuellement bien connu : on sait qu'il est un composé de soixante-dix-neuf parties et demie d'oxigène et de vingt parties et demie d'azote.

Lorsque l'acide nitrique est pur et dans un état parfait de saturation de son radical par le gaz oxigène, il est blanc, ou plutôt il est incolore et transparent, et il laisse échapper des vapeurs blanches.

Sa pesanteur spécifique, comparée à l'eau distillée, est comme 15 est à 10.

Les anciens n'ont pas connu précisément la diffé-

Digitized by Google

rence qui existe entre l'acide nitrique blanc et l'acide nitreux coloré répandant des vapeurs jaunes ; ils pensaient que ce dernier était le plus fort en acide. Aujourd'hui l'on sait que ces vapeurs rouges, qui s'élèvent au dessus de l'acide nitrique, sont du gaz nitreux, autrement de l'acide nitrique avec excès de base azote qui, ne se trouvant pas saturé par une suffisante quantité d'oxigène, est à l'état de fluide élastique.

L'acide nitrique s'obtient de plusieurs manières. Tantôt il est extrait d'un sel connu dans les arts sous le nom de *salpêtre* de la seconde cuite, autrement nitrate à base de potasse et de chaux ; tantôt il s'extrait du nitrate de potasse purifié par l'intermède de l'acide sulfurique.

Par le premier procédé on obtient l'acide connu dans le commerce sous les noms *d'eau-forte* et *esprit de nitre*. Cette qualité d'acide nitrique se prépare en grand, dans des fourneaux dits *de galère*, au moyen de la distillation d'un mélange de parties égales de salpêtre de la seconde cuite et de terre argileuse marbrée de Gentilli, et desséchée. *Voy.* la première partie de cet Ouvrage, pag. 69 et suiv., vol. I.

Par le second procédé, qui appartient plus immédiatement à l'art du pharmacien, voici comme on parvient à séparer l'acide nitrique du nitrate de potasse.

On prend quatre parties de nitrate de potasse bien purifié et desséché ; on l'introduit dans une cornue tubulée : on place celle-ci dans un bain de sable ; on adapte à la cornue une allonge, un ballon et l'appareil de Woulf : on met dans le premier flacon deux parties en poids d'eau distillée ; on a soin de monter l'appareil distillatoire la veille, afin de donner le tems au lut de sécher.

Alors on verse par la tubulure de la cornue, à différentes reprises, une partie en poids d'acide sulfurique à 66 degrés. Il se fait aussitôt une effervescence considérable qui est occasionnée par le dégagement

Digitized by Google

de l'acide nitrique du nitrate de potasse. Cet acide s'élève à l'état de gaz, vient remplir la capacité du ballon et enfile les tubes qui plongent dans l'eau des flacons. Lorsque tout l'acide sulfurique a été introduit dans la cornue, on échauffe progressivement les vaisseaux, et on procède à la distillation jusqu'à ce qu'il ne s'élève plus de gaz nitrique et nitreux, ce que l'on reconnaît lorsqu'il ne se manifeste plus de bulles dans l'eau des flacons; alors on interrompt l'action du feu et on laisse refroidir les vaisseaux.

Remarques.

Pendant la distillation, il se dégage du gaz nitrique et du gaz nitreux : le premier ballon est rempli de vapeurs rouges rutilantes; et l'eau du premier flacon qui a été saturée de gaz nitrique laisse apercevoir du gaz nitreux dans la partie supérieure du vase: cet acide est coloré, et a besoin d'être rectifié pour acquérir la blancheur qui doit lui appartenir.

Rectification de l'acide nitrique coloré.

On met dans une cornue de l'acide nitrique coloré, on y adapte un ballon dans lequel on a mis un peu d'eau, et on distille au bain de sable à une chaleur modérée. Il se dégage une vapeur rouge qui passe dans le récipient, et l'acide nitrique qui reste dans la cornue est d'un très-beau blanc. Il doit marquer 36 degrés au pèse-acide pour être à celui de concentration convenable.

Cet acide ainsi obtenu est propre pour une infinité d'opérations de pharmacie et de chimie; mais lorsqu'on se propose de l'employer comme réactif, ou pour des opérations délicates, on est obligé de le purifier par le nitrate d'argent; alors il prend le nom *d'acide nitrique précipité.*

Acide nitrique précipité.

Malgré les précautions que l'on prend pour sépa-

Digitized by Google

rer l'acide nitrique du nitrate de potasse, en n'employant que du nitre parfaitement purifié, il convient de s'assurer de la pureté de l'acide nitrique que l'on destine à des opérations de recherches.

On fait dissoudre de l'argent de coupelle dans de l'acide nitrique bien blanc, et préparé comme il vient d'être dit ci-dessus. Si l'acide contient de l'acide muriatique, l'argent se précipite, à mesure qu'il est dissout, sous l'état de muriate d'argent, anciennement *lune cornée*. Ce précipité cesse dès qu'il n'y a plus d'acide muriatique. On laisse reposer la dissolution, on décante, et on a du nitrate d'argent liquide.

C'est avec ce nitrate d'argent que l'on précipite l'acide nitrique. On verse de cette dissolution, par gouttes, sur l'acide nitrique dont ont veut s'assurer de la pureté, et s'il contient un peu d'acide muriatique, celui-ci se précipite en se combinant avec l'argent, et on est certain que l'acide nitrique est autant pur que possible.

Nous ferons connaître par la suite les divers usages de l'acide nitrique dans les diverses opérations pharmaceuto-chimiques. Déjà nous avons eu occasion de citer la pommade citrine, la pommade oxigénée; nous ajouterons que l'acide nitrique, pouvant céder assez facilement son oxigène à d'autres radicaux que celui qui lui est propre, il devient, entre les mains du pharmacien, un agent d'intermède pour fabriquer des acides de toutes pièces. On a déjà vu qu'il servait à fabriquer les acides oxalique, camphorique, et subérique, nous le verrons bientôt servir à fabriquer les acides à radicaux métalliques. Nous le verrons former des sels neutres avec toutes les bases salifiables; enfin nous le verrons donner naissance à la formation d'un éther particulier, nommé éther nitrique.

La médecine fait usage, dans la clinique, de l'acide nitrique en sirop et en boisson avec de l'eau. Il nous reste maintenant à faire connaître comment on parvient à décomposer l'acide nitrique, quels sont

Digitized by Google

ses agents de décomposition, et comment on parvient à le composer de toutes pièces.

Décomposition de l'acide nitrique.

L'acide nitrique pur exposé à la lumière se décompose. On met de l'acide nitrique dans un matras, on ajuste à son col un tube qui ne touche point à l'acide, et dont l'extrémité recourbée communique à la cloche hydro-pneumatique ; l'acide devient jaune, vert, ensuite rouge, et il y a dégagement de gaz oxigène.

L'action de la lumière ne peut suffire pour enlever à l'acide nitrique tout son oxigène, et le réduire à l'état d'azote ; mais elle lui en enlève assez pour ramener l'acide à l'état de gaz nitreux.

Le charbon, le phosphore, s'enflamment par leur contact avec l'acide nitrique; mais la décomposition de cet acide s'opère d'une manière bien plus sensible par le mercure. Ce métal, mis en contact avec l'acide nitrique, s'empare de son oxigène et s'oxide, en même tems il dégage du gaz nitreux : en mettant ce gaz nitreux en contact à son tour avec du gaz hydrogène, il y a formation d'ammoniaque et d'eau, par la combinaison de l'azote du gaz nitreux avec l'hydrogène, et par celle de l'oxigène du même gaz nitreux avec l'hydrogène que l'on a ajouté.

Gaz oxide d'azote ou *gaz nitreux.*

Fluide aériforme qui se dégage, pendant l'action, du fer, du cuivre, de l'argent, du mercure, sur l'acide nitrique.

Pour obtenir du gaz nitreux, on verse de l'acide nitrique à 20 ou 25 degrés sur de la limaille de cuivre dans une fiole à médecine. On bouche avec du liège, on introduit dans le bouchon un tube recourbé, dont la tige inférieure communique à une cloche pneumato-chimique, et à l'aide d'une chaleur très-modérée. L'acide nitrique est décomposé, et il y a

Digitized by Google

dégagement de gaz nitreux qui va déplacer l'eau de la cloche pneumato-chimique.

Ce gaz, lorsqu'il est pur, c'est-à-dire, lorsqu'il n'est pas mêlé d'azote, est incolore et sans saveur sensible; il ne rougit point la teinture de tournesol appelé aujourd'hui *lècheno*. Il est impropre à la respiration, à la combustion, et ne peut servir à la végétation; on croit qu'il préserve de la putréfaction. Son attraction pour le calorique est beaucoup plus grande que pour l'acide nitrique, en sorte que, lorsque ce dernier en est altéré, on l'en sépare par l'action du calorique.

De l'acide nitreux.

On a pu voir par tout ce qui vient d'être dit plus haut sur l'acide nitreux, sur sa décomposition, que l'acide nitreux est de l'acide nitrique uni à du gaz nitreux, en sorte que cet acide est coloré, et que son action sur les métaux, et ses combinaisons avec les bases salifiables sont tout autres que celles de l'acide nitrique.

Si l'on traite l'acide nitreux avec des oxides métalliques au premier degré d'oxidation, ces oxides s'unissent à la portion d'acide nitrique que contient l'acide nitreux et chasse le gaz nitreux: si au contraire on le traite avec des métaux très-oxidés, ceux-ci le changent en acide nitrique, en lui cédant de l'oxigène.

§. III. *Acide muriatique, acide marin, esprit de sel.*

L'acide muriatique, ainsi nommé du mot *muria*, qui signifie saumure, parce qu'il s'obtient du muriate de soude ou sel marin, qui fait de la saumure, est un acide particulier dont on ne connaît pas le radical. Cet acide n'existe point libre dans la nature, ou du moins il n'y a pas encore été rencontré nu: on est obligé, pour se le procurer, de le dégager de ses combinaisons. C'est particulièrement du muriate de soude ou sel marin, dont on le sépare au moyen d'un

Digitized by Google

intermède et par la distillation, d'où il a reçu primitivement le nom d'esprit de sel ou acide du sel.

L'acide muriatique du commerce est de couleur citrine, et peu fumant. Sa couleur est accidentelle; elle paraît due à quelque corps combustible qu'il tient en dissolution, souvent même à du fer. On l'obtient par un procédé semblable à celui pour l'acide nitrique, aussi du commerce, en distillant une partie de muriate de soude avec huit ou dix parties d'argile desséchée. Son odeur est vive, pénétrante, à peu près analogue à celle du citron.

L'acide muriatique pur est blanc : *Glaubert* est le premier qui ait indiqué le moyen de l'obtenir par l'intermède de l'acide sulfurique. Son procédé a été adopté et perfectionné par les chimistes qui lui ont succédé : voici en quoi il consiste.

On fait décrépiter du muriate de soude, on le réduit en poudre; on l'introduit dans une cornue tubulée; on place cette cornue dans un bain de sable, et on adapte à son bec une allonge, un ballon à deux tubulures, l'appareil de Woulf, si l'on veut coërcer le gaz acide muriatique dans l'eau distillée contenue dans les flacons, ou l'on adapte l'appareil hydrargiropneumatique, si l'on veut recueillir le gaz acide muriatique.

Lorsque l'appareil est bien monté et bien luté dans ses jointures, on verse, par la tubulure de la cornue, de l'acide sulfurique à 66 degrés. Il s'opère aussitôt un dégagement considérable de gaz acide muriatique qui va se rendre dans les flacons, et se dissout dans l'eau ou sous la cloche remplie de mercure, et dont il prend la place. On a soin de ne verser l'acide sulfurique que par portion, pour ne pas exciter une trop vive effervescence et un trop grand dégagement de gaz acide à la fois. Lorsqu'on a ajouté suffisamment d'acide, c'est-à-dire, dans les proportions de deux parties sur quatre de sel, on achève la distillation à l'aide du calorique.

Le gaz acide muriatique qui a passé dans les réci-

Digitized by Google

piens s'est dissout dans l'eau, et a formé un acide blanc, transparent, qui dégage des vapeurs blanches très-expansives, sensiblement apparentes dans une atmosphère humide.

Remarques.

Le gaz acide muriatique est beaucoup plus coërcible dans l'eau froide que dans l'eau chaude : aussi doit-on avoir soin de mettre les flacons qui servent à le recevoir dans un bain de glace, ou tout au moins d'eau très-froide, pour faciliter cette coërcition.

Nous ferons connaître successivement les diverses combinaisons de l'acide muriatique avec les bases salifiables, et l'action qu'il exerce sur l'alcool, lorsqu'il est uni à ce fluide.

Ce qui reste dans la cornue, après la distillation de l'acide muriatique par l'intermède de l'acide sulfurique, est du sulfate de soude que l'on peut obtenir par la dissolution, la filtration, l'évaporation et la cristallisation.

Acide muriatique oxigéné, acide marin déphlogistiqué.

On doit à Schéele la découverte du gaz acide muriatique oxigéné. Ce chimiste, pénétré de la doctrine du phlogistique, pensa que l'acide muriatique avait abandonné son phlogistique au manganèse avec lequel il l'avait traité, et lui donna le nom d'acide marin déphlogistiqué. Mais cette doctrine, qui n'est rien moins que satisfaisante, parce qu'elle ne fut jamais qu'hypothétiqué, s'est vue forcée de céder à celle pneumato-chimique; et l'on explique aujourd'hui d'une manière très-lumineuse ce que c'est que l'acide muriatique oxigéné.

On préparait dans le commencement l'acide muriatique oxigéné en distillant directement de l'acide muriatique à 25 degrés, dans les proportions de sept parties sur deux et demie d'oxide de manganèse en poudre; mais à ce procédé qui devenait long et dis-

Digitized by Google

pendieux, on en a substitué un autre qui est prompt, facile, et très-commode.

On prend trois parties de muriate de soude décrépité et une partie d'oxide de manganèse : on réduit ces deux substances séparément en poudre, on en fait le mélange et on l'introduit dans une cornue tubulée. On adapte un ballon à deux tubulures et des tubes recourbés qui communiquent à des flacons garnis d'eau distillée. Les flacons sont placés dans un bain de glace pour coërcer le gaz acide muriatique plus sûrement dans l'eau. On a soin de monter l'appareil vingt-quatre ou trente-six heures auparavant, afin de donner le tems au lut des jointures de se sécher.

Alors on verse peu à peu de l'acide sulfurique concentré par la tubulure de la cornue, dans les proportions de deux parties. On distille au bain de sable à une température graduée.

Remarques.

L'acide sulfurique déplace l'acide muriatique du muriate de soude, sous l'état gazeux, et se combine simultanément avec la soude de ce sel, et avec le manganèse de l'oxide de ce nom : il forme avec ces deux bases du sulfate de soude et du sulfate de manganèse. L'oxigène de l'oxide devenu libre s'élève et s'unit au gaz acide muriatique, et l'amène à l'état de gaz acide muriatique oxigéné : il enfile la route des flacons et va se dissoudre dans l'eau. On doit avoir soin de se servir de flacons étroits et élevés afin que le gaz parcoure un plus long espace en hauteur, dans l'eau.

Cet acide liquide a une saveur acerbe et astringente ; il est d'une couleur jaune-verdâtre, d'une odeur forte, âcre, et suffoquante.

Si on l'expose au soleil dans un flacon transparent, il s'en dégage du gaz oxigène extrêmement pur ; l'acide perd sa couleur, son odeur, et repasse à l'état d'acide muriatique simple. Il ne rougit point les

Digitized by Google

couleurs bleues végétales; mais il les détruit presque toutes. La suroxigénation de l'acide muriatique n'ajoute rien à son acidité; mais comme l'oxigène ne se trouve pas dans l'état de combinaison avec l'acide muriatique suroxigéné, qu'au contraire cet acide le cède facilement, il en résulte que, dès qu'on le met en contact avec un corps combustible de quelque nature qu'il soit, il s'y combine aussitôt, et il en change les propriétés physiques.

C'est sur cette propriété qu'a l'acide muriatique oxigéné de céder facilement son oxigène, que l'on a imaginé de l'employer utilement dans les arts, particulièrement dans celui du blanchissage du fil écru, de la toile, de la cire, du papier, des vieilles estampes. On peut consulter, à cet égard, l'excellent Ouvrage du citoyen Bouillon-Lagrange, intitulé *Manuel* d'un Cours de Chimie, à l'article Acide muriatique oxigéné, page 302, vol. I. Nous ferons remarquer que, si la chimie a découvert l'art dangereux d'enlever l'encre de dessus le papier, elle a indiqué aussi le moyen de faire reparaître suffisamment l'écriture pour la lire. Il suffit pour cela d'exposer le papier à la vapeur du gaz hydrogène sulfuré, ou de le tremper dans une dissolution du sulfure de potasse dans l'eau.

On prépare avec l'acide muriatique oxigéné un sel connu sous le nom de muriate de potasse suroxigéné qui joue actuellement un grand rôle dans la physique, et dont il sera fait mention dans la série des combinaisons salines.

La connaissance du gaz acide muriatique suroxigéné est d'un intérêt majeur pour le pharmacien qui, instruit de la manière dont se comporte l'oxigène à l'égard du gaz acide muriatique, ne sera plus étonné de le voir opérer des combinaisons dont l'acide muriatique simple semble très-éloigné.

De l'acide nitro-muriatique, ou eau régale des anciens.

Deux parties d'acide nitrique pur et une partie

Digitized by Google

d'acide muriatique concentré forment un acide mixte auquel on a donné le nom d'acide nitro-muriatique.

Les phénomènes qui se passent dans l'union de ces deux acides sont vraiment intéressans. Lorsque ces deux acides sont concentrés, il s'opère un mouvement tumultueux lors de leur union dans tout le liquide. Ce mouvement, qui occasionne une sorte de bruit assez sensible, est dû à la tendance qu'ont les deux acides à s'unir, et à l'émission de calorique qui a lieu par le fait même de leur union. Ce changement de température entre ces deux acides, détermine le dégagement d'un fluide élastique qui, examiné particulièrement, se fait reconnaître pour du gaz muriatique oxigéné; la couleur de ce nouvel acide est ordinairement citronée, quelquefois orangée, et est due à la formation d'un peu de gaz nitreux, par la raison qu'une portion de l'oxigène de l'acide nitrique est attirée par l'acide muriatique; en sorte que si l'on met un peu de cet acide nitro-muriatique dans l'eau, le gaz nitreux s'échappe, et l'acide perd sa couleur. L'odeur de l'acide nitro-muriatique est particulière, et sa pesanteur spécifique, comparée à celle qui est propre à chaque acide, est moindre que celle qui devrait naturellement être moyenne entre les deux acides.

Si l'on expose l'acide nitro-muriatique au contact de la lumière, il s'en dégage du gaz oxigène; et si l'on soumet ces deux acides unis à l'action du calorique, on obtient de l'acide muriatique oxigéné.

Il résulte de toutes ces expériences, et de l'examen de ces deux acides unis, que l'acide muriatique est spécifiquement plus léger que l'acide nitrique, que tous deux perdent de leur pesanteur spécifique, par la raison que d'un côté il se rencontre du gaz oxigène devenu pour ainsi dire libre, qui soulève les molécules de l'acide muriatique, et que, de l'autre, l'acide nitrique étant uni à du gaz nitreux, chacun de ces acides a dû changer de pesanteur spécifique.

Lorsqu'on vient à examiner ensuite que, par l'union de l'acide muriatique avec l'acide nitreux, il se forme

Digitized by Google

de l'acide muriatique oxigéné, on est d'abord porté à croire que l'acide muriatique a plus d'attraction pour l'oxigène que n'en a l'acide nitrique ; mais en faisant une contre-expérience, c'est-à-dire que, si l'on mêle du gaz nitreux avec du gaz acide muriatique oxigéné dans des proportions convenables, le gaz acide nitreux s'empare du gaz oxigène, du gaz acide muriatrique oxigéné, et est converti en gaz nitrique. L'explication du phénomène de la formation de l'acide muriatique oxigéné et de celle de l'acide nitreux, lors de l'union des deux acides muriatique et nitrique concentrés, est facile, et la théorie doit s'en rapporter à la double attraction qui s'exerce dans cette circonstance, et qui maintient les deux acides dans l'état où on les voit ; savoir l'attraction de l'oxigène pour l'acide muriatique, et celle du gaz nitreux pour l'acide nitrique.

Mais la puissance qu'exerce l'acide nitro-muriatique à l'égard de certains métaux qui ne sont point attaquables par ces deux acides séparément, tels sont entr'autres l'or et l'antimoine, et qui sont dissolubles par l'acide nitro-muriatique, a paru extraordinaire aux anciens chimistes. Aujourd'hui cette puissance n'a rien qui étonne, depuis que l'on sait qu'il ne s'opère point de dissolution métallique dans un acide, que le métal n'ait été oxidé préalablement, soit aux dépens de l'oxigène cédé par l'acide même, et qui conserve assez d'acide non décomposé pour opérer la dissolution de l'oxide métallique à mesure qu'il se forme, soit parce que le métal aura été oxidé par l'intermède du calorique, soit opérée par une dissolution dans un acide et sa précipitation par une oxidation, soit enfin parce qu'il aura été mis en contact avec l'oxigène d'une manière quelconque, et ensuite avec un acide quoique non facilement décomposable. Telle est la circonstance dans laquelle se rencontre l'acide muriatique simple. Cet acide qui ne cède pas facilement son oxigène, quoiqu'ayant d'ailleurs beaucoup d'attraction pour les métaux, n'est pas directe-

Digitized by Google

ment attaqué par eux ; mais s'il contient du gaz oxigène en excès, la portion excédante de ce gaz réduit le métal à l'état d'oxide, et l'acide muriatique amené à son état naturel est habile à se combiner avec lui : c'est ce que l'on remarque dans l'opération du muriate suroxigéné de mercure, c'est ce qui arrive à l'égard de l'antimoine, de l'or, du platine, dissolubles dans l'acide nitro-muriatique.

L'acide nitro-muriatique a été nommé anciennement *eau régale*, parce qu'il est le dissolvant de l'or que l'on regardait comme le roi des métaux. Cet acide ne se prépare pas seulement par le procédé que nous avons indiqué, on le prépare encore avec quatre parties d'acide nitrique pur à 36 degrés, et une partie soit de muriate d'ammoniaque, soit de muriate de soude.

Ces deux sels présentent des différences dans les effets des oxides métalliques précipités de la dissolution des métaux, dans l'un ou l'autre de ces deux acides nitro-muriatiques, qui sont bien remarquables. L'or, précipité de sa dissolution dans l'acide nitro-muriatique ammoniacal, est fulminant, tandis qu'il ne l'est pas dans l'acide nitro-muriatique de soude.

§. IV. *Acide fluorique.*

Cet acide est bien moins en usage en pharmacie et dans la médecine que dans les arts ; mais son utilité reconnue pour la gravure sur verre impose aux pharmaciens l'obligation de le préparer.

C'est à Schéele que nous devons la connaissance de cet acide, sans pourtant que nous ayons pu savoir encore quelle est la nature de son radical. On lui a donné le nom d'acide fluorique, parce qu'on le retire de sa combinaison avec la terre calcaire qui nous est offerte par la nature, et que l'on connaît sous le nom de *spath, ou fluate de chaux.*

Dans les premiers tems que l'on préparait l'acide fluorique, on opérait dans les vaisseaux de verre ; mais on a remarqué que cet acide, en se dégageant de sa base par l'intermède de l'acide sulfurique, attaquait

Digitized by Google

la silice du verre, et criblait celui-ci de trous. Il a donc fallu employer pour sa distillation, des vaisseaux qui ne fussent que le moins possible attaquables par l'acide sulfurique et par cet acide. Les vases de plomb ont paru très-propres à cette double indication.

On prend donc une cornue ou un matras de plomb, on y introduit du spath fluor en poudre, on verse par-dessus trois parties d'acide sulfurique, et l'on adapte à la cornue un récipient également de plomb, dans lequel il y a de l'eau. Cette opération doit se faire au bain-marie, afin de se rendre maître du degré de température, qui ne puisse jamais s'élever assez pour occasionner la fusion du métal plomb dont est faite la cornue. On peut, pour augmenter la température du bain-marie, ajouter du muriate de soude à l'eau de ce bain. Les tubes qui communiquent du col de la cornue aux flacons de Woulf doivent être d'un diamètre assez large pour permettre un libre passage au gaz acide fluorique : sans cette précaution, ce gaz n'est pas attiré assez puissamment par le froid de l'eau contenue dans le premier flacon, et retombe dans le fond de la cornue d'où il se dégage. Si cette cornue est de verre, comme cela peut être, parce qu'on n'a pas toujours des cornues de plomb à sa disposition, on court le risque de la voir percée de trous, parce que ce gaz attaque la silice du verre.

Le gaz acide fluorique se maintient à l'état gazeux dans la température habituelle de l'atmosphère ; il est facilement soluble dans l'eau, et il se dissout dans celle du flacon où il va se rendre.

Si l'on veut l'obtenir dans l'état gazeux, on le reçoit sous la cloche hydrargiro-pneumatique au lieu de le recevoir dans l'eau.

L'acide fluorique liquide est d'une saveur acide piquante, sans être brûlante ; il rougit les couleurs bleues végétales.

La propriété qu'a cet acide, d'attaquer la silice du verre, a fait imaginer à *Puymaurin* de s'en servir pour graver sur le verre ; mais on doit le mettre en contact

Digitized by Google

tact dans l'état gazeux le plus pur possible. On couvre d'abord le verre que l'on veut graver, d'une couche mince de cire liquifiée dans l'huile; on trace ensuite sur cette couche, avec un burin, le dessin que l'on juge à propos, et on expose la pièce que l'on veut graver à la vapeur du gaz acide fluorique : c'est ce que l'on nomme graver au gaz fluorique, comme l'on dit, à l'égard des plaques métalliques traitées par l'eau-forte, *graver à l'eau-forte.*

Il est bon de savoir que le gaz acide fluorique étant volatil à une très-légère température, on peut se le procurer assez facilement en soumettant l'acide fluorique liquide à une légère action du calorique ; alors on expose la pièce dessinée à la vapeur de ce gaz.

Les dernières molécules du gaz s'élèvent avec l'eau lorsque celle-ci commence à se vaporiser, et son action sur le verre n'est plus la même.

Remarques.

La théorie du dégagement du gaz acide fluorique, de sa combinaison avec la terre calcaire qui en forme un spath fluor, s'explique naturellement par les lois de l'attraction. L'acide sulfurique se combine avec la terre calcaire, et déplace le gaz acide fluorique.

§. V. *Acide boracique.*

On ne connaît encore l'acide boracique que par ses propriétés physiques et chimiques, et non par les éléments qui le constituent. Le médecin *Humberg*, chimiste allemand, est le premier qui nous ait fait connaître cet acide sous le nom de *sel sédatif* ou *sel narcotique.* On le retire du borate sursaturé de soude ou borax du commerce (1).

On connaît, dans les laboratoires de pharmacie,

(1) Je dois prévenir ici que M. *Hahneman* avait annoncé l'existence d'un nouvel alcali fixe auquel il donnait le nom de *pneum.* Ce prétendu nouvel alcali est devenu l'objet de l'examen des chimistes : *Klaproth* en fit acheter pour l'examiner. Le citoyen *Hecth*, pharmacien à Strasbourg, a démontré que ce n'était que du *borate* sursaturé de soude.

Digitized by Google

deux procédés pour obtenir l'acide boracique, savoir par cristallisation et par sublimation.

Le premier procédé consiste à faire dissoudre deux parties de borax purifié, ou borax sursaturé de soude, dans suffisante quantité d'eau distillée pour que celle-ci en soit saturée. Alors on filtre la solution, et on verse par dessus une partie d'acide sulfurique à 66 degrés. On a soin de ne verser cet acide que par petites parties, parce qu'il s'opère un dégagement de calorique assez considérable qui réduit très-promptement l'eau en vapeurs, occasionne du bruit, et qui ne manquerait pas de faire explosion, si l'on versait tout l'acide sulfurique à la fois.

L'acide sulfurique se combine avec la soude du borate de ce nom, et forme du sulfate de soude : l'acide boracique se précipite sous forme lamelleuse concrète, offrant le brillant de petites écailles nacrées.

On fait cristalliser cet acide dans des vases plats, évasés, de porcelaine ou de faïence ; on décante la liqueur qui surnage ; on la fait évaporer, filtrer, et cristalliser séparément pour obtenir le sulfate de soude.

Alors on lave l'acide boracique cristallisé avec de l'eau distillée froide, pour séparer l'acide sulfurique qui s'y rencontre en excès, on fait égoutter jusqu'à parfaite siccité, et on conserve pour l'usage.

Le second procédé est celui qui s'opère par sublimation. Il consiste à placer la dissolution du borax unie à l'acide sulfurique, comme il est dit ci-dessus, dans une cucurbite de verre garnie de son chapiteau : on adapte au bec du chapiteau un récipient, et on procède à la distillation au bain de sable. L'acide boracique s'élève à la faveur de l'eau réduite en vapeurs, et se concrète à la partie supérieure interne du chapiteau, sous la forme de petites lames nacrées très-brillantes. On est obligé de cohober le produit qui passe dans le récipient, jusqu'à ce qu'on ait obtenu tout l'acide sublimé.

L'acide boracique n'a point d'odeur, et ne s'altère

Digitized by Google

point à la lumière : sa saveur est acide, il rougit les couleurs bleues végétales ; il est extensible sous la dent ; il se boursoufle au feu en perdant son eau de cristallisation ; il prend alors le nom d'acide boracique desséché, improprement, *calciné*. Si on augmente la température il prend une fusion ignée, et il acquiert en se refroidissant une transparence vitreuse. Ce prétendu verre facilite la fusion des matières qui servent à imiter les pierres précieuses.

L'acide boracique est soluble dans douze fois son poids d'eau froide, et quatre fois son poids d'eau chaude.

C'est avec l'acide boracique que l'on parvient à rendre soluble l'acidule tartareux ou crême de tartre (1).

L'acide boracique est employé en médecine comme sédatif ou tempérant.

On s'en sert en minéralogie pour favoriser la fusion des fragments de pierres au chalumeau.

§. VI. *De l'acide carbonique.*

L'acide carbonique est bien connu maintenant pour être un corps fluide élastique, composé d'oxigène, de carbone, et de calorique, dans les proportions convenables pour l'amener à l'état de fluide élastique.

Black est le premier qui ait découvert ce gaz acide ; mais il n'a été bien connu que depuis les derniers travaux de *Lavoisier* et de *Pearson*. Le premier nous a appris que ce gaz acide était composé de 72 parties d'oxigène et 28 parties de carbone.

Lors de la combustion des matières végétales et animales, il s'opère nécessairement du gaz acide carbonique plus ou moins pur, plus ou moins saturé de la base carbone par l'oxigène. Aussi remarque-t-on que le premier état de combinaison qui se présente

(1) Le citoyen *Lartigue*, membre du collége de pharmacie de Paris, et pharmacien à Bordeaux, a publié un excellent Mémoire sur l'acidule tartareux rendu soluble par l'acide boracique : nous nous empresserons de citer en son temps les excellentes remarques de ce pharmacien justement estimé parmi nous.

Digitized by Google

dans la combustion des corps organisés et notamment du charbon, est de l'acide carboneux ou oxide de carbone. *Voyez* Carbone, page 12 de ce volume.

L'acide carbonique est peut-être de tous les acides celui qui est le plus abondamment répandu dans la nature. Il paraît même que son origine est plus ancienne que celle des autres acides. Sa première formation remonte à l'existence des animaux, et tout nous porte à croire que ceux-ci ont existé avant les végétaux; au reste, quelle que soit l'ancienneté de son origine et sa priorité, toujours est-il certain qu'il est profusément répandu. Il se rencontre dans l'air atmosphérique que nous respirons, et dont il fait les quatre centièmes; il se montre dans les cavités souterraines où il émane nécessairement des corps organisés en fermentation; nous le trouvons dans les eaux acidules ou gazeuzes, dans les eaux à l'état de carbonate acidule calcaire; nous pouvons le recueillir en le séparant de sa combinaison avec la terre calcaire, soit en calcinant les espèces de marbres, la pierre à chaux, soit en le dégageant de la craie ou *detritus* des testacés; nous le voyons souvent se former dans la nature, par la décomposition du sulfate calcaire converti en carbonate par les débris des végétaux et des animaux; enfin nous le voyons se fabriquer lors de la fermentation, lors de l'analyse des végétaux et des animaux.

On s'assure que l'acide carbonique est un composé d'oxigène et de carbone, d'abord en se le procurant d'une manière quelconque et en le combinant avec la soude pour opérer ensuite sa décomposition. Mais avant d'indiquer le moyen de reconnaître les éléments de cet acide, nous allons faire connoître le procédé le plus simple et le plus facile à l'aide duquel on parvient à le séparer des corps avec lesquels il se trouve combiné.

2ℓ de la craie bien blanche et réduite en poudre la quantité que vous voudrez; mettez-la dans un flacon à deux tubulures. Ajustez à la tubulure latérale

Digitized by Google

un tube de verre recourbé dont l'extrémité également recourbée plonge dans une cuve hydro-pneumatique, et corresponde à l'orifice d'un flacon plein d'eau, renversé.

Versez par l'orifice du flacon, qui se bouche avec un bouchon de cristal ou de liège, de l'acide sulfurique étendu d'eau : il se fait aussitôt une effervescence assez vive qui résulte du dégagement de l'acide carbonique du carbonate calcaire. Cet acide s'empare du calorique de l'acide sulfurique liquide, lequel se solidifie, et prend l'état gazeux ; ce gaz acide carbonique traverse le tube de verre et va se rendre dans le flacon posé sur la cuve pneumatique; il en déplace l'eau et se substitue à sa place.

Si l'on examine cet acide gazeux par ses propriétés physiques et chimiques, on remarque qu'il est impropre à la respiration et à la combustion ; que les animaux que l'on plonge dans ce gaz s'y asphyxient et ne tardent pas à périr ; que la bougie allumée s'y éteint aussitôt.

Si on ajoute de l'eau distillée, à ce gaz contenu dans le flacon, et qu'on agite le vase, le gaz acide se dissout dans l'eau et forme une eau gazeuse.

Ce gaz acide carbonique convertit la teinture du licheno, dit Tournesol, en rouge pourpre, et ce qu'il y a de remarquable, c'est que cette couleur repasse d'elle-même à son état bleu ou violet, ce qui le distingue des autres acides.

Si on lui fait traverser de l'eau de chaux, celle-ci devient laiteuse, et il se précipite du carbonate calcaire presque insoluble.

Enfin, si on met en contact d'une manière quelconque cet acide soit à l'état gazeux, soit dissout dans l'eau, avec de la potasse, de la soude, ou tout autre base salifiable, il en résulte des carbonates.

Pour prouver maintenant que l'acide carbonique est un composé de carbone et d'oxigène, on ne peut y parvenir qu'en le décomposant lorsqu'il est combiné avec une base.

Digitized by Google

On met dans un tube de verre du phosphore cylindré et du carbonate de soude. On ferme les extrémités du tube; on chauffe pour liquéfier le cylindre de phosphore qui brûle aux dépens de l'oxigène de l'acide carbonique, se convertit en acide phosphoreux et forme du phosphite de soude; en même tems il se dépose une poussière noire qui est du carbone, autrement la base de l'acide carbonique.

L'acide carbonique fut d'abord nommé air fixe, ensuite acide crayeux, et enfin, acide carbonique parce que l'on a reconnu qu'il étoit formé par la combinaison du carbone avec l'oxigène.

CHAPITRE IV.

Des acides métalliques.

Les acides métalliques connus jusqu'à présent sont au nombre de quatre, savoir les acides arsenique, tungstique, molybdique, et chromique.

Ces acides présentent quelques différences si on les considère, soit à raison de leurs radicaux saturés d'oxigène pour les convertir en acides, soit par la manière dont on s'y prend pour saturer d'oxigène, ces radicaux.

La nature nous offre bien quelques uns de ces acides dans l'état de combinaison avec d'autres corps; nous pouvons citer le tungstate calcaire pour exemple; mais on peut les considérer avec plus de raison comme des produits d'un travail chimique, puisqu'en général la combustion des métaux acidifiables par les moyens ordinaires ne donne lieu qu'à des oxides métalliques suroxidés, autrement des acides avec excès de bases; et que, pour saturer ces bases d'oxigène, on n'y parvient qu'en les mettant en contact avec des acides qu'elles décomposent et dont elles s'emparent de l'oxigène.

Digitized by Google

§. Ier. *De l'acide arsenique.*

Cet acide se prépare avec l'acide arsénieux, connu autrefois sous les noms *d'arsenic blanc* ou *oxide d'arsenic blanc*. Nous avons indiqué la manière d'obtenir l'acide arsénieux dans la première partie de cet ouvrage sous le nom d'oxide blanc d'arsenic, *page* 138, vol. I. Schéele a donné deux procédés pour obtenir l'acide arsenique : l'un par l'acide nitrique, l'autre par l'acide muriatique oxigéné.

(Ier. Procédé.)

℔ une partie d'acide arsénieux ou arsenic blanc ; réduisez en poudre ; introduisez dans une cornue tubulée ; placez celle ci sur un bain de sable : adaptez un grand ballon à la cornue, et faites lui succéder l'appareil pneumato-chimique.

Versez alors par dessus l'acide arsénieux, six parties d'acide nitrique à 36 degrés ; échauffez graduellement la cornue. L'acide nitrique se décompose ; une partie de son oxigène se porte sur l'acide arsénieux et le convertit en acide arsenique ; il se dégage du gaz nitreux qui remplit la capacité du ballon, et dont une partie va se rendre sous la cloche pneumatique. Ce qui reste dans la cornue est une matière blanche concrète qui est un véritable acide arsenique.

Cet acide attire l'humidité de l'air ; sa saveur est plus forte que celle de l'acide arsénieux ; il rougit les couleurs bleues végétales ; sa pesanteur spécifique est de 3,391 comparée à l'eau distillée supposée 1000.

L'acide arsenique se dissout dans deux fois son poids d'eau : ses combinaisons avec les bases salifiables donnent lieu à des arseniates. Il paraît que la chaux et la baryte ont beaucoup plus d'attraction pour cet acide, que les alcalis de potasse et de soude. Nous en ferons mention en traitant des sels à bases métalliques.

L'acide arsenique ne peut jamais être employé en médecine ; il est destiné à l'usage des arts, sur-tout

Digitized by Google

lorsqu'il est dans l'état d'arséniate de potasse ou de soude.

Nota. Avec l'acide muriatique oxigéné, on peut obtenir l'acidification complète de l'acide arsénieux comme avec l'acide nitrique.

§. II. *Acide tungstique.*

L'acide tungstique se rencontre, dans la nature, toujours combiné avec d'autres substances et non pas natif : il nous est offert sous l'état de tungstate calcaire, et dans le Wolfram, qui sont les deux mines connues du métal *tungstène. Voy.* tungstène, pag. 142 et suiv., de la première partie de cet ouvrage, vol. I.

Pour obtenir l'acide tungstique on prend une partie de tungstate calcaire, sur quatre de carbonate de potasse. On fait fondre ce mélange dans un creuset.

Alors on retire la matière du creuset, on la laisse refroidir et on la réduit en poudre : on verse par dessus douze parties d'eau bouillante : l'eau dissout le tungstate de potasse qui s'est formé, et laisse la chaux carbonatée par l'acide carbonique qui était combiné avec la potasse et qui est insoluble. On filtre la liqueur, puis on y ajoute de l'acide nitrique qui se combine avec la potasse et en dégage l'acide tungstique qui se précipite sous forme de poudre de couleur jaune. On décante la liqueur qui surnage ; on lave la poudre précipitée dans de l'eau distillée, pour lui enlever le nitrate de potasse qui y adhère.

Dans cet état, on met du nouvel acide nitrique sur l'acide tungstique précipité ; on fait évaporer jusqu'à siccité dans un creuset : on répète l'addition de l'acide nitrique et son évaporation, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs rouges : on est sûr par ce procédé d'avoir porté l'acide tungstique à son dernier degré d'acidification.

On connaît d'autres procédés qui ont été indiqués par *Schéele* ; mais j'ai pensé qu'il suffisait d'avoir indiqué le plus facile et le plus usité, d'autant mieux

Digitized by Google

que l'acide tungstique, et ses combinaisons avec les bases salifiables, ne sont pas encore d'usage en pharmacie ni en médecine.

§. III. *De l'acide molybdique.*

L'acide molybdique est encore du nombre des acides métalliques plutôt de recherche que d'utilité bien réelle en médecine, en pharmacie, et dans les arts.

On connaît plusieurs procédés pour l'obtenir. Je me contenterai de faire connaître celui qui est le plus usité.

On prend une partie de sulfure de molybdène et trente parties d'acide nitrique à 36 degrés. On met le sulfure de molybdène réduit en poudre dans une cornue; on verse par dessus six parties seulement d'acide nitrique : on adapte les récipiens ordinaires auxquels on ajuste l'appareil de Woulf, et on distille jusqu'à siccité, à cinq reprises différentes, c'est-à-dire jusqu'à ce qu'on ait employé les trente parties d'acide nitrique. Lorsque tout l'acide nitrique a été employé et que l'on n'apperçoit plus de vapeurs rouges, on retire la poudre blanche qui reste dans la cornue; on la lave avec un peu d'eau distillée pour lui enlever les dernières portions d'acide sulfurique qui pourraient y adhérer : il est nécessaire de faire chauffer légèrement la poudre dans un creuset, avant de la laver.

L'oxigène de l'acide nitrique se porte sur le molybdène et sur le soufre : il transforme l'un en oxide métallique, et l'autre en acide sulfurique. Pour convertir l'oxide en acide, on peut distiller du nouvel acide nitrique sur la poudre qui reste après les lotions.

L'acide molybdique est blanc; sa saveur est sensiblement acide et métallique; sa pesanteur spécifique, comparée à celle de l'eau distillée, est comme 3,460 est à 1000. Il décompose à l'aide de la chaleur les nitrates et muriates alcalins en dégageant leurs acides, et il forme avec leurs bases des sels neutres.

Digitized by Google

Cet acide dissout plusieurs métaux, et prend une couleur bleue à mesure qu'il leur cède une portion de son oxigène.

§. IV. *De l'acide chromique.*

Cet acide reçoit son nom du métal que le citoyen *Vauquelin* a trouvé dans le plomb rouge de Sibérie, et auquel il a donné le nom de *chrome*, qui signifie couleur ; parce qu'étant combiné avec l'oxigène dans des proportions différentes, il présente diverses nuances de couleur. Lorsque le métal n'est qu'à l'état d'oxide, il offre une couleur verte : s'il est à l'état d'acide, il offre une couleur rouge, et il a la propriété de communiquer les couleurs sous lesquelles il se présente aux diverses substances avec lesquelles on les combine.

Pour convertir le chrome en acide chromique, on prend une partie de plomb rouge de Sibérie que l'on réduit en poudre; on le mêle avec deux parties de carbonate de potasse, et on le fait bouillir dans de l'eau : le plomb se combine avec l'acide carbonique de la potasse ; l'alcali se trouve de son côté combiné avec l'acide chromique qui existait dans l'état de combinaison avec le plomb, et forme un chromate de potasse qui prend une couleur jaune orangée.

Pour dégager l'acide du chromate de potasse, on ajoute de l'acide nitrique ou muriatique à la dissolution du chromate de potasse : l'acide ajouté s'empare de la potasse et forme un nitrate ou un muriate de potasse, et on obtient l'acide chromique sous la forme de prismes allongés, d'une couleur de rubis.

Il existe d'autres procédés pour obtenir cet acide, notamment en mettant le plomb rouge en contact avec l'acide muriatique à parties égales, et avec de l'eau dans des proportions convenables. Mais ce procédé exige plus de précision dans les quantités que l'on emploie de plomb rouge de Sibérie, d'acide, et d'eau, et dans la manipulation; en sorte que si l'acide

Digitized by Google

est trop concentré, si on agit à chaud et au contact de la lumière, on peut obtenir, au lieu d'un acide rouge, une liqueur verte foncée qui est une combinaison de l'oxide du métal nouveau avec l'acide muriatique.

L'acide chromique a une couleur rouge orangée, une saveur piquante et métallique ; il est très-soluble dans l'eau, et il donne par l'évaporation des cristaux en petits prismes allongés, de couleur rouge de rubis.

Cet acide dont on a imprégné un papier, et que l'on a ensuite exposé au soleil, communique au papier une couleur verte qui ne change point dans l'obscurité.

Une lame de fer, d'étain, mise dans la dissolution de cet acide, prend la même couleur. L'éther, l'alcool, bouillis quelques instans sur cet acide, prennent la même couleur.

L'acide chromique paraît sous ces rapports très-disposé à être de quelque utilité pour les arts : il n'est encore d'aucun usage dans la médecine.

CHAPITRE V.

Des sulfures alcalins, et des hydro-sulfures.

Nous avons fait connaître le soufre, et les terres alcalines, successivement. Nous allons parcourir maintenant les combinaisons de ce combustible simple avec les diverses bases alcalines. Nous comprenons dans le même chapitre la combinaison du soufre avec la magnésie et la chaux qui sont rangées dans la classe des terres subalcalines.

Les combinaisons du soufre avec les bases salifiables subalcalines et alcalines n'ont pas été toutes connues des anciens pharmaciens chimistes. Elles offrent aujourd'hui une série plus nombreuse de médicaments propres à la médecine et aux arts.

Digitized by Google

§. I. *Sulfure magnésien.*

℥. soufre sublimé et lavé. . . 96 grammes (℥ iij).
magnésie pure. . . . . 64 grammes.

Faites liquéfier le soufre dans un creuset ; ajoutez et mêlez la magnésie en poudre. Le mélange s'agglutine, et se convertit en une masse demi-consistante, d'une couleur rouge tirant sur le jaune, qui acquiert de la solidité par le refroidissement.

Ce sulfure est inodore, lorsqu'il est bien sec, fusible au feu, dissoluble dans l'eau, d'une saveur légèrement âcre, et attirant puissamment l'humidité de l'air : il est décomposable à une haute température. On parvient à séparer le soufre de ce sulfure en versant un acide sur sa dissolution dans l'eau. Il se dégage alors du gaz hydrogène sulfuré, et le soufre se précipite ; il en résulte ce que l'on nomme du *magistère* de soufre.

Le sulfure de magnésie décompose l'eau, s'empare de son hydrogène, et donne naissance à la formation de l'hydrogène sulfuré.

Le sulfure de magnésie est employé avec succès pour arrêter la salivation occasionnée par l'usage du mercure. On en fait dissoudre 6 décigrammes dans trois cuillerées d'eau, et on le fait prendre au malade. On lui donne ensuite pour boisson de la limonade ou de l'eau acidulée par le vinaigre.

L'hydrogène sulfuré, auquel donne lieu la dissolution du sulfure de magnésie, forme avec le mercure un hydrogéno-sulfure mercuriel qui précipite ce métal, et la boisson acidulée neutralise la magnésie.

§. II. *Sulfure calcaire.*

Le sulfure calcaire se prépare avec la chaux vive et le soufre dans les mêmes proportions que pour le sulfure magnésien. Les phénomènes qui accompagnent cette combinaison sont les mêmes que les précédents. Le produit qui en résulte est analogue : il en diffère par la saveur qui est plus âcre.

Digitized by Google

Si ce composé est exposé à l'air, il en attire l'humidité ; sa couleur change, et passe du vert au jaune.

On se sert du sulfure calcaire, en médecine, de la même manière que du sulfure de magnésie.

§. III. *Du Sulfure de baryte.*

Le soufre peut se combiner directement avec la baryte et former un sulfure de baryte. Mais pour préparer ce sulfure, on est dans l'usage de décomposer le sulfate de baryte par l'intermède du charbon. *Voy.* Baryte.

Le sulfure de baryte que l'on a obtenu par la décomposition du sulfate de ce nom, que l'on a fait dissoudre dans l'eau, que l'on a filtré, et évaporé, donne des cristaux confus et abondants. Si on sépare la liqueur qui surnage, et si l'on soumet à la presse, dans du papier, cette cristallisation, on obtient une substance cristalline blanche, qui est de l'hydrogéno-sulfure de baryte : la liqueur que l'on a séparée est du sulfure de baryte qui contient, comme tous les sulfures alcalins en dissolution, beaucoup d'hydrogène sulfuré.

C'est avec le sulfure de baryte sec, comme avec le sulfate de baryte, que l'on prépare le phosphore de Boulogne.

On prend l'une ou l'autre de ces deux substances, on les réduit en poudre dans un mortier de verre ou d'agate ; on en forme une pâte avec du mucilage de gomme adragant; on réduit cette pâte en lames très-minces; on fait sécher celles-ci, et on les place au milieu des charbons dans un fourneau qui tire bien : on ne les retire que lorsque le charbon est totalement réduit en cendres; on les nettoye avec un soufflet, ensuite on les expose pendant quelques minutes à la lumière : si on les porte dans un lieu obscur on les voit briller comme un charbon ardent. Ces lames luisent même dans l'eau : elles perdent leur propriété luisante, mais on la leur restitue en les chauffant de nouveau.

Digitized by Google

On doit la connaissance de ce phosphore minéral à un cordonnier d'Italie nommé *Vincenzo-Casciarolo.*

Le sulfure de baryte n'est pas encore employé en médecine.

§. IV. *Du Sulfure de potasse*, vulgò *foie de soufre.*

Le sulfure de potasse s'opère de deux manières, savoir, par la voie sèche, et par la voie humide.

Le sulfure de potasse, par la voie sèche, est un produit de la combinaison directe du soufre et de la potasse. Il n'est pas nécessaire que la potasse soit caustique pour opérer cette combinaison : l'acide carbonique de la potasse carbonatée se dégage pendant sa combinaison avec le soufre.

On prend partie égale en poids de soufre et de potasse, on en fait le mélange ; on met le tout dans un creuset et on fait liquéfier à l'aide du calorique. A mesure que le mélange se liquéfie, on agite avec une spatule : la matière devient pâteuse; on la coule sur un marbre frotté d'huile : on la casse lorsqu'elle est devenue solide ; et on l'enferme dans un flacon que l'on bouche exactement.

Remarques.

On doit avoir chauffé le flacon pour le priver d'air et d'humidité.

Le sulfure de potasse est d'un brun rougeâtre plus ou moins foncé, qui ressemble assez au foie de certains animaux, d'où on lui a donné le nom impropre de foie de soufre. Il est fusible par le calorique, soluble dans l'eau ; alors sa couleur passe au vert : le mélange avec l'eau lui fait acquérir une odeur fétide d'œuf pourri, autrement d'hydrogène sulfuré : cette odeur lui vient de ce qu'il a la propriété de décomposer l'eau : l'hydrogène de ce fluide se porte sur le soufre et forme du gaz hydrogène sulfuré. On obtient ce gaz par la distillation, ou en versant sur ce sulfure dissous dans l'eau un acide quel-

Digitized by Google

conque qui se combine avec la potasse et précipite le soufre qui prend le nom de *magistère de soufre* : on lave ce magistère et on le fait sécher.

Si l'on fait évaporer le sulfure de potasse dissous dans l'eau, on obtient un hydrogéno-sulfure de potasse que le citoyen Berthollet a nommé sulfure de potasse hydrogéné.

La propriété qu'a le sulfure de potasse d'attirer l'humidité de l'air, de décomposer l'eau, et de former du gaz hydrogène sulfuré, le rend propre à faire paraître l'écriture faite avec les dissolutions d'argent, d'étain, de plomb, de bismuth, de mercure, et qui prennent le nom d'encres de sympathie.

Le sulfure de potasse devient un grand dissolvant des métaux, sur-tout de l'or. Nous expliquerons son action dissolvante, en parlant de celle qu'il exerce sur l'antimoine. Il dissout aussi le charbon, et il acquiert une couleur infiniment plus rouge que lorsqu'il est pur.

Sulfure de potasse liquide.

Pour préparer cette espèce de sulfure, on prend de la potasse en liqueur un peu concentrée, on fait bouillir avec du soufre en poudre en poids égal, jusqu'à ce que le soufre soit dissous. On obtient après une longue ébullition un sulfure de potasse hydrogéné.

Remarques.

On doit faire cette opération dans les vaisseaux de verre ou de terre vernissée, et non dans ceux de métal, parce que cette combinaison attaque presque tous les métaux. Mais ce procédé est peu pratiqué par la raison qu'il est fort long et que le produit n'est jamais un véritable sulfure de potasse pur, puisqu'il décompose l'eau nécessairement, et qu'il contient de l'hydrogène sulfuré.

Lorsque l'on veut avoir du sulfure de potasse en liqueur, on fait dissoudre un peu de celui qui a été fait par la voie sèche, dans une quantité suffisante d'eau.

Digitized by Google

Ce sulfure liquide étendu d'eau est propre pour les maladies cutanées, étant appliqué extérieurement.

On a imaginé de faire prendre des bains de vapeurs de gaz hydrogène sulfuré, en décomposant le sulfure de potasse liquide par l'intermède d'un acide: on opère cette décomposition dans des vases auxquels on ajoute des tubes qui portent le gaz hydrogène sulfuré dans des baignoires disposées pour le recevoir; mais il est bon de faire remarquer que les bains de vapeurs de cette sorte sont toujours très-dangereux, parce que ce gaz est de nature délétère, et que si le malade le respire, il est aussitôt asphyxié, souvent même il en est suffoqué et perd la vie.

C'est sur-tout par la décomposition du sulfure de potasse, par l'intermède d'un acide, que l'on obtient le magistère de soufre. La potasse se combine avec l'acide, et forme un sel neutre qui participe de la nature de l'acide.

§. V. *Sulfure de soude.*

La soude se combine avec le soufre de la même manière que la potasse, et produit un sulfure qui a les mêmes propriétés.

Nous aurons occasion de faire connaître une combinaison nouvelle du soufre avec la soude, en parlant de la décomposition du sulfate de soude par le charbon et le fer.

Le citoyen Chaussier a fait connaître un nouveau sel provenant de la décomposition du sulfate de soude, de la manufacture des citoyens *Payen* et *Bourulier*, et qu'il a nommé hydro-sulfure sulfuré de soude, et que le citoyen Vauquelin a nommé *sulfite de soude sulfuré*. *Voyez* Sulfate de soude.

§. VI. *Sulfure hydrogéné d'ammoniaque, ou liqueur fumante de* Boyle.

℔ muriate d'ammoniaque. . .	5	hecto-grammes.
soufre.	250	grammes.
chaux éteinte à l'air.	15	hecto-grammes.

On

On réduit en poudre chaque substance séparément: ensuite on les mêle promptement dans un mortier de marbre, et on introduit ce mélange dans une cornue: on adapte à la cornue un grand ballon pour récipient, puis les flacons de *Woulf*, et on procède à la distillation, à l'aide du calorique, dans un fourneau de réverbère, en ménageant le feu d'abord, et en élevant sa température graduellement.

Le premier produit qui distille est d'une couleur jaune peu foncée, et est fumant: le second est d'une couleur plus foncée, et n'est point fumant.

Remarques.

L'ammoniaque seule n'a point d'action sur le soufre; mais lorsqu'il lui est présenté dans l'état de combinaison avec l'acide muriatique, et que ce muriate est décomposé par la chaux à l'aide du calorique, le soufre et l'ammoniaque se rencontrent dans l'intérieur des vaisseaux, dans un état qui permet leur union et leur combinaison.

La chaux éteinte à l'air contient de l'humidité; cette humidité aqueuse est décomposée par le soufre, et s'élève sous l'état de gaz hydrogène sulfuré: ce gaz hydrogène sulfuré, rencontrant le gaz ammoniaque, se combine avec lui, et forme de l'hydrogène sulfuré ammoniacal: ce dernier ayant la propriété de dissoudre une plus grande quantité de soufre, forme successivement un sulfure hydrogéné d'ammoniaque. Ce produit est donc une combinaison triple, qui procède du gaz hydrogène, du soufre et de l'ammoniaque.

Ce qu'il y a de remarquable, c'est que le premier produit de la distillation est fumant, et que le second ne l'est pas. Dans le premier cas, le gaz ammoniaque est en excès; dans le second au contraire le sulfure d'ammoniaque est saturé de soufre; sa couleur est plus foncée, et sa consistance est huileuse.

Si on expose le sulfure hydrogéné d'ammoniaque à l'air libre, le gaz hydrogène se perd dans l'atmo-

Digitized by Google

sphère, la liqueur blanchit, se trouble, et il se précipite du soufre.

Le sulfure hydrogéné d'ammoniaque sert particulièrement dans les manufactures de porcelaine pour changer et modifier les couleurs des oxides métaliques.

§. VII. *Sulfure de strontiane.*

La strontiane peut se combiner avec le soufre ; on en a la preuve dans la décomposition du sulfate de strontiane, par le charbon. *Voyez* Baryte pour plus ample instruction.

On ne combine pas directement le soufre avec la strontiane pure pour préparer ce sulfure, lequel d'ailleurs n'a pas encore d'usage connu dans la pharmacie, la médecine, ni dans les arts.

CHAPITRE VI.

DE L'ACTION DES BASES SALIFIABLES SUR LES HUILES FIXES ET VOLATILES.

§. I. *Des savons alcalins.*

Les savons sont de véritables produits de la combinaison des bases alcalines salifiables avec les huiles fixes végétales ou animales.

Quelques auteurs font dériver le mot *savon* de *sapo*, vieux mot français qui a été conservé en latin, et que l'on a traduit ensuite par celui de *savon*. D'autres pensent que ce nom est un vieux mot celtique et bas-breton. Il paraît plus certain que le nom de *savon* vient de celui de *Savone*, ville de l'état de Gènes, en Italie, où la femme d'un patron de barque fit la découverte de cette combinaison, dont l'utilité est devenue si précieuse pour le blanchissage du linge fin, et, par suite, pour le dégraissement et le décrûment des laines et soies, pour la désoxidation de certains métaux, et pour l'art de guérir.

Digitized by Google

C'est le plus souvent au hasard que sont dues les découvertes les plus utiles. Les femmes, en Espagne, faisaient usage d'une lessive de soude d'Alicante pour blanchir leur linge ; la femme du patron de barque, dont j'ai parlé plus haut, en avait fait l'essai; son linge était effectivement devenu fort blanc, mais elle s'était aperçue qu'il s'usait rapidement, et qu'après trois ou quatre lessives il ne pouvait plus servir; elle rêvait continuellement au moyen d'empêcher que cette lessive brûlât son linge, mais inutilement.

Savone est un pays où l'on recueille une assez grande quantité d'olives dont on tire l'huile par expression : dans une année d'abondance, ne sachant où placer les dernières huiles qu'on lui avait apportées du moulin, elle en fit mettre dans un pot, sans s'appercevoir qu'il était à moitié plein d'une vieille lessive de soude dont elle s'était anciennement servie. Cette huile surnageant, elle ne vit pas la liqueur qui occupait la place du fond. Un jour elle eut besoin de faire chauffer de l'huile pour panser un cheval qui s'était fait du mal au pied, elle mit précisément sur le feu le pot qui contenait l'huile et sa vieille lessive de soude: quelle fut sa surprise de voir que cette huile s'épaississait à mesure qu'elle s'échauffait! Elle continua de la faire bouillir, espérant que cette huile se convertirait en un onguent plus solide. Ce mélange acquit une odeur qui lui parut désagréable ; elle remit le pot où elle l'avait pris, et l'abandonna. Se rappelant ensuite qu'elle avait mis de la lessive de soude dans un pot, et voulant s'en servir pour décrasser les sacs qui avaient servis à exprimer l'huile des olives, elle chercha ce pot, le reconnut pour être celui où elle avait mis de l'huile d'olives, et qu'elle avait mise sur le feu pour la faire chauffer; elle demeura bien plus surprise lorsqu'elle vit que cette huile et cette lessive avait acquis une consistance solide. Elle cassa le pot, et elle trouva au fond un peu de fluide alcalin mêlé avec de la soude grossière qui s'était déposée dans le fond du vase. Elle coupa cette masse en quatre,

Digitized by Google

et elle essuya son couteau sur une serviette sale qu'elle jeta aussitôt dans l'eau. En frottant cette serviette elle vit paraître une mousse abondante, et la place qu'avait touchée le savon devenir très-blanche; cette mousse lui parut douce au toucher. Elle essaya de blanchir du linge plus fin; et, enchantée du succès, elle communiqua son secret à son mari : tous deux travaillèrent de concert à perfectionner le produit de cette opération : ils en vendirent à Gènes, d'où on en transporta, par la voie du commerce, dans tous les endroits de l'Europe. On donna à ce produit le nom de *savon*, parce que l'invention en avait été trouvée à Savone.

Cette origine du savon, qui ne nous offre qu'un produit informe lors de sa découverte, nous découvre jusqu'à quel point le savant et l'artiste peuvent porter la perfection d'un procédé, lorsque celui-ci est dirigé par une main habile que conduit le génie de l'observation. Pendant fort long-tems on a fait du savon sans savoir précisément comment, ni pourquoi l'huile et l'alcali réunis opéraient entre eux une combinaison aussi intime, et dans quelques circonstances au contraire il arrivait que cette combinaison n'était pas aussi parfaite. Les différences que l'on remarque dans les espèces de savons ne procèdent pas seulement de la nature de l'alcali, ou des bases salifiables que l'on combine avec les huiles; la qualité des huiles elles-mêmes, ou des corps gras en général, auxquelles on réunit ces bases alcalines, offrent des modifications dans les combinaisons savonneses, qui ont besoin d'être bien connues.

On distingue les savons en mous, et solides; et cette différence dans la consistance tient à des causes qui n'ont pas encore été expliquées. En France, on fait du savon de toute sorte de qualités et de consistances, tantôt avec la potasse, tantôt avec la soude, habituellement avec des huiles d'olives et d'amandes douces; d'autrefois avec des huiles destinées à l'usage de la lampe, et encore avec des huiles animales.

Digitized by Google

En Hongrie, le savon se prépare avec le natron et le suif.

En quelques pays de la Russie et de l'Allemagne, il se prépare de la même manière, c'est-à-dire avec les mêmes ingrédients.

Les Anglais préparent leur savon avec la soude, le suif et l'huile de poisson.

Weigleb a fait du savon avec la cire jaune et blanche, et ce savon qui devient très-solide, a une odeur d'amandes.

Les peintres d'impression préparent leur encaustique avec la potasse, la cire jaune, et l'eau.

Ce que l'on appelle *savonule* sera le sujet de la seconde section des savons.

Les savons acides seront cités dans la troisième section.

Parcourons les divers procédés pour faire le savon, et décrivons leurs espèces.

Savon du commerce.

On le distingue en savon blanc et marbré.

Le savon se fait à chaud dans les manufactures où on le fabrique en grand pour l'usage des arts. Un pharmacien doit s'appliquer à connaître tous les procédés, autant qu'il est possible, pour mieux juger du mérite des uns ou des autres.

Dans presque tous les ateliers on prépare la lessive à froid. On prend pour cela un poids égal de soude d'Alicante réduite en poudre, et de chaux vive que l'on a imprégnée d'eau pour la réduire en une masse pulvérulente. On fait le mélange de ces deux substances, et on verse par dessus une première quantité d'eau à peu près double du poids du mélange : cette eau passe à travers, se filtre, et va se rendre dans un baquet destiné à lui servir de récipient. On met à part cette première lessive qui est très-alcaline ; on verse de nouvelle eau sur ce mélange, qui filtre à travers comme la première, et que l'on conserve pareillement à part. On ajoute de l'eau pour la troisième

Digitized by Google

fois afin d'épuiser toute la soude. Cette troisième lessive est presque insipide, et c'est par elle que l'on commence la saponification par son union avec l'huile.

La première lessive sert de régulateur pour la quantité d'huile d'olives que l'on doit employer. On fait évaporer cette lessive jusqu'à ce qu'une fiole qui contient 32 grammes d'eau, contienne 44 grammes de cette lessive. *Voyez* liqueur des savonniers. On pèse en conséquence le double de son poids d'huile d'olives, et quelque peu de plus, pour saturer la portion d'alcali qui se trouve dans les deux dernières lessives.

On ajoute l'huile à la troisième lessive, et on fait évaporer l'eau de cette lessive ainsi unie à l'huile, dans une chaudière de fer, à l'aide d'un feu modéré, et en agitant le mélange. A mesure que l'évaporation se fait, on ajoute successivement la seconde lessive, et insensiblement la première, toujours par petites portions à la fois, afin de mieux favoriser la combinaison. On continue d'évaporer jusqu'à ce que le mélange ait acquis une consistance telle qu'en en prenant avec une spatule, il se détache et se coagule promptement, et qu'il soit ferme étant refroidi.

Remarques.

L'union de la lessive caustique et de l'huile d'olives est bien plus intime, par ce procédé, que lorsqu'on opère cette combinaison avec la lessive rapprochée convenablement, en mêlant cette dernière à froid avec l'huile. Personne n'ignore que plus les molécules des corps sont divisées, plus elles ont de tendance à s'unir à d'autres molécules : le calorique contribue beaucoup aussi à favoriser cette combinaison. On remarque que le savon fait par ce procédé est beaucoup plus promptement en état de service que celui qui est fait à froid. Lorsque ce savon est encore chaud, on le coule dans des moules, où, par le refroidissement et avec le tems, il prend une consistance so-

Digitized by Google

lide, et sa combinaison acquiert le degré de perfection qui n'imprime plus sur l'organe du goût de sensation distincte qui appartienne ou à la soude ou à l'huile. La saveur du savon doit être douce, un tant soit peu amère.

Ce que l'on nomme savon marbré est cette même pâte de savon à laquelle on ajoute de la soude d'Alicante en poudre, du sulfate de fer, et du cinabre pareillement en poudre. On ne fait qu'interposer ces poudres sans les mêler intimement.

Ce qui constitue un savon de bonne qualité, c'est sa consistance ferme, lorsqu'étant exposé à l'air, il n'en attire point l'humidité, lorsqu'étant dissous dans l'eau pure, il s'y mêle en entier en lui communiquant un état lactescent sans qu'il surnage aucune goutte d'huile à sa surface.

L'eau-de-vie est le véritable dissolvant du savon. On le coupe en lames minces, on l'introduit dans un flacon, et on verse par dessus de l'eau-de-vie à 21 degrés : on ajoute du savon jusqu'à ce que l'eau-de-vie en soit parfaitement saturée. Alors on filtre cette dissolution, et c'est ce que l'on connaît sous le nom *d'essence royale*. Cette essence sert pour la barbe; on peut la rendre odorante en y ajoutant quelques gouttes d'une huile volatile quelconque.

J'ai imaginé de faire un sirop avec cette dissolution, en en mêlant 16 grammes (℥ ß), dans 5 hectogrammes (℔ j), de sirop de sucre blanc. *Voyez* les propriétés médicinales du savon et du sirop de savon à l'article *Savon Médicinal*.

On prépare avec le savon des boîtes de savon, des savonnettes à l'usage de la barbe; ces produits font partie du commerce des parfumeurs.

Le savon sert de réactif pour reconnaître si l'eau est crue ou potable. Il est décomposé par l'eau qui contient des sulfate et carbonate calcaire, etc. Il se dissout, ou plutôt il est miscible à l'eau qui ne contient point ou presque point de sels étrangers en dissolution.

Digitized by Google

Savon propre à blanchir le fil de coton.

℔ lessive de potasse caustique rapprochée jusqu'à ce qu'un œuf la surnage. 750 grammes (℔ j ß).
suif de mouton. . . . . 1 kilogr. (℔ ij).
axonge de porc purifiée. 5 hectogr. (℔ j).

Mettez le tout dans un vase convenable, sur un feu très-doux; agitez le mélange et faites évaporer jusqu'à consistance de savon. Si la graisse surnage après avoir retiré le vase du feu, c'est que la combinaison n'en est pas opérée; alors ajoutez de nouvelle lessive de potasse caustique; continuez l'évaporation jusqu'à ce que le savon soit cuit. Sur la fin on ajoute six kilogrammes de muriate de soude en poudre, et l'on fait bouillir le tout ensemble pendant une heure, sans cesser d'agiter le mélange. Dans cet état on le verse dans un vase convenable pour le faire refroidir et lui laisser prendre de la consistance. Le lendemain on le coupe par tranches minces, et on le fait bouillir dans un chaudron avec sept ou huit litres de bière forte, pendant environ une heure, et on reverse le tout dans une caisse de bois faite en carré long et on l'y laisse refroidir: lorsqu'il est suffisamment dur, on le coupe par morceaux carrés longs plus ou moins épais, et on le fait sécher au soleil, ou dans une étuve dont la température soit élevée de 20 à 30 degrés.

Pour blanchir le fil de coton, on prend 80 grammes (℥ ij ß) de ce fil, et 32 grammes (℥ j) du savon ci-dessus; on fait bouillir dans deux litres d'eau pendant une heure et demie; on retire le fil de la dissolution de savon, on le tend sur un arc et on l'expose au soleil: à mesure qu'il se sèche, on l'arrose légèrement avec de l'eau; on doit éviter de l'exposer à la pluie. Quand la saison est belle, le fil est blanchi en cinq ou six jours. Lorsqu'il est bien blanc, on le nettoie avec du savon ordinaire et on le rince avec de l'eau salée. (*Collect. acad., part. Etr.*, tom. XI, pag. 425.)

Digitized by Google

Savon médicinal.

℥ liqueur des savonniers (1). . . 5 hectog. (℔ j).
huile d'amandes douces. . . 1 kilog. (℔ ij).

Mêlez l'huile dans un vase de faïence, de porcelaine, de verre, ou de marbre; versez peu à peu la lessive, et agitez à froid avec un pilon de verre ou de bois, jusqu'à ce que le mélange ait acquis une consistance demi-solide : versez ensuite dans des moules de bois ou de fer-blanc, ou dans des capsules de papier blanc. Le savon acquerra avec le tems une consistance ferme et solide. Ce n'est qu'à cette époque que l'on doit en faire usage en médecine.

Remarques.

Les Dispensaires recommandent la préparation du savon avec la lessive de soude caustique rapprochée jusqu'à ce qu'une fiole qui contient 32 grammes d'eau, contient 44 grammes de cette liqueur; ils prescrivent aussi son mélange avec l'huile à froid. Nous observerons à cet égard que la saponification est beaucoup plus lente par ce procédé que par celui que l'on pratique dans la fabrication du savon du commerce, par la raison que les molécules des deux fluides que l'on fait rencontrer par une simple trituration, n'offrent pas des points de contact aussi déliés que lorsque leur union est favorisée, d'abord par la division de la soude dans l'eau, et ensuite par l'intermède du calorique qui tient les molécules des deux corps beaucoup plus écartées : aussi remarque-t-on que la solidification du mélange, et sa véritable saponification, s'opèrent bien plus difficilement et plus longuement.

On attribue la consistance du savon à l'oxigénation de l'huile; mais cette oxigénation ne peut avoir lieu qu'après beaucoup de tems, parce qu'elle ne s'effectue que par les surfaces, et par la décomposi-

(1) *Voyez* page 61 de ce volume.

Digitized by Google

tion de l'eau d'interposition qui faisait partie de la lessive caustique. Il existe entre l'huile et l'alcali une combinaison réelle qui a changé les propriétés physiques des deux corps pour leur en donner une moyenne qui est particulière au savon : on distingue singulièrement celle qu'il a d'être entièrement soluble dans l'alcool aqueux, propriété que n'a pas l'huile fixe lorsqu'elle est mise seule en contact avec ce menstrue.

Le savon médicinal a commencé d'être mis en usage dans le dix-septième siècle par les plus célèbres médecins, notamment par *Boerrhaave*, avec succès. Ce médicament est fade, nauséabonde; mais il possède à un haut degré les vertus apéritives, atténuantes, résolutives, et fondantes. On l'emploie en pilules, en sirop, ou dissous dans l'eau : c'est un puissant anti-acide, et un contre-poison souverain contre les poisons acides et minéraux. Il empêche la coagulation du chyle, celle du lait, il résout les engorgements laiteux; il convient dans les obstructions, dans les concrétions bilieuses des reins et de la vessie. La propriété qu'il a de s'unir aux gommes, aux résines, aux huiles, et aux graisses, le rend propre à une infinité d'usages tant à l'intérieur qu'à l'extérieur. On en fait des liniments, des emplâtres, des potions, des mixtures, etc., etc.

§. II. *Des Savons mous, verts ou noirs.*

Ces espèces de savons sont comme les précédens, des produits de la combinaison des alcalis purs ou caustiques avec certaines huiles fixes végétales et animales; mais ils en diffèrent par des caractères bien distincts, qu'il est nécessaire de faire connaître sur-tout aux jeunes élèves qui se demandent avec raison pourquoi cette différence dans la consistance des savons préparés avec les alcalis purs et les huiles fixes.

Les savons que l'on prépare avec la potasse caustique et les huiles d'olives et d'amandes douces, n'acquièrent jamais une consistance ferme, semblable

Digitized by Google

à celle des savons préparés avec la soude caustique. On est autorisé à en attribuer la cause à la très-grande attraction qu'a la potasse caustique pour l'eau, attraction qui diminue beaucoup sa tendance à la combinaison avec les corps huileux, tandis que la soude paraît avoir plus d'attraction pour les corps huileux que pour l'eau.

Mais les savons mous, verts, ou noirs, que l'on prépare avec la potasse carbonatée, ou la lessive des cendres qui contiennent un alcali du même genre que l'on combine avec les huiles de noix, de navette, de lin, de chenevi, de colza, de poisson, avec le flambart des charcutiers, ont une double cause pour ne point acquérir cette consitance ferme qui appartient aux savons proprement dits.

La première de ces causes appartient à l'alcali qui, non seulement n'est pas dans l'état simple qui rendrait sa combinaison plus immédiate avec ces huiles, mais dont l'attraction pour l'eau n'est pas moins puissante que celle qu'il a pour les huiles.

La seconde cause appartient aux principes qui constituent ces corps huileux ou adipeux : elles abondent en principe muqueux, lequel a beaucoup d'attraction pour l'oxigène, se convertit en acide muqueux ; celui-ci forme avec la potasse un mucite de potasse et la combinaison de l'alcali avec l'huile est d'autant moins forte que les points de contact sont moindres et ont moins d'adhérence entre les molécules respectives des deux corps réunis.

Au reste cette combinaison incomplète, parmi les savons mous, offre ses avantages aux travaux auxquels on les destine. Ils servent au dégraissage des étoffes de laine. On s'en sert aussi dans les essais docimastiques pour la réduction des métaux.

Les noms de savons noir, vert, viennent de leurs couleurs.

Les savons peuvent être décomposés par les acides, par la raison que l'alcali a plus d'attraction pour l'acide qu'il n'en a pour l'huile. Ils sont aussi décomposables

Digitized by Google

par les sels ammoniacaux, les sels à bases terreuses et à bases métalliques; et c'est cette faculté qui les rend propres à faire reconnaître les eaux crues et minérales.

Distillés à la cornue, ils donnent pour produit, de l'eau, de l'huile, et de l'ammoniaque. On se demande d'où procède la formation de cette ammoniaque; serait-ce l'alcali qui aurait fourni l'azote?

§. III. *Des Savons terreux.*

Les savons avec les bases alcalines, autres que la soude et la potasse, s'obtiennent par le concours des doubles attractions.

Pour opérer les savons de baryte, de chaux, de strontiane, ou de magnésie, on verse dans une dissolution de savon, une dissolution nitrique de chacune de ces bases; l'acide s'unit avec l'alcali de savon, et les espèces de terres se précipitent avec l'huile.

§. IV. *Des Savons métalliques.*

Les savons métalliques se préparent comme les savons terreux par la loi des doubles attractions.

On prend, par exemple, du sulfate de cuivre, de zinc, de fer, de l'acétite de plomb, en dissolution dans de l'eau distillée; on y ajoute du savon alcalin. A mesure que celui-ci se dissout, l'acide du sel métallique se combine avec l'alcali du savon, et l'oxide métallique se précipite avec l'huile.

Des essais particuliers faits avec le savon de cuivre ont produit un très-beau vert. Le citoyen *Chaussier* pense que l'on pourrait, par ce moyen, préparer des couleurs pour la peinture.

§. V. *Savon volatil ou animal.*

L'ammoniaque caustique combinée avec les huiles fixes forment un savon particulier d'une consistance demi-fluide. *Voy.* Liniment volatil, pag. 211, vol. I.

Digitized by Google

Eau de luce.

Espèce de savon volatil liquide, d'une odeur extrêmement pénétrante.

℥ alcool à 37 degrés. . .	128 gram.	(℥ jv.)
savon blanc.	5 décigram.	(gr. x.)
huile de succin rectifié	4 gram.	(℥ j.).

On fait dissoudre le savon dans l'alcool, et ensuite l'huile de succin. Lorsque la dissolution est achevée, on filtre la liqueur.

On ajoute à cette dissolution de l'ammoniaque caustique liquide, le plus fort possible, la quantité nécessaire pour faire acquérir au mélange un état parfaitement laiteux.

Remarques.

La beauté de l'eau de luce consiste dans sa blancheur et dans l'homogénéité des deux liquides qui la composent. Sans la présence du savon blanc, l'ammoniaque et la dissolution de l'huile de succin dans l'alcool ne tardent pas à se dissocier. Il paraît que l'ammoniaque ne forme qu'un savonule avec les huiles médiates.

Cette formule appartient à l'auteur de l'édition française de la Pharmacopée de Londres.

On doit conserver l'eau de luce dans des flacons qui ferment exactement. On en fait usage dans des cas d'apoplexie, de suffocation, d'évanouissement : on la respire par le nez. On peut aussi l'appliquer sur des brûlures nouvelles.

§. VI. *Des Savons acides.*

Les composés savoneux acides présentent plus de difficulté dans leur combinaison que les savons alcalins. On doit à M. *Achard*, de l'Académie de Berlin, un travail suivi et très-estimé sur cet objet. Il fait remarquer que l'action des alcalis même caustiques sur les huiles n'occasionne pas une altération sensible : tandis qu'au contraire les acides concentrés désunis-

Digitized by Google

sent leurs principes, les charbonent, et sont eux-mêmes décomposés par elles en partie.

Le célèbre Macquer, après plusieurs tentatives pour former des savons acides, a réussi par le procédé qui suit.

On fait liquéfier du savon blanc alcalin à l'aide d'une température moyenne, dans une suffisante quantité d'eau pour en former une liqueur de consistance d'un sirop très-épais.

On laisse refroidir : on mêle ensuite une petite portion de ce savon dans de l'acide sulfurique concentré : on triture ces deux substances; il s'opère un dégagement de calorique. On attend que ce mélange soit refroidi pour ajouter de nouveau savon. En prenant cette précaution, on parvient à dissoudre une assez grande quantité de savon dans l'acide sulfurique concentré sans le noircir. On laisse reposer le mélange ; il s'élève à la surface une matière figée, de consistance de graisse et de couleur brune. Cette matière a conservé une acidité très-sensible : on la met sur du papier gris, que l'on renouvelle de tems en tems pour en séparer l'acide, et lui faire acquérir plus de solidité. Pour lui enlever le peu d'acide qui lui reste, on fait évaporer l'humidité de cette matière; la masse qui reste se rapproche de la couleur blanche, et a toutes les qualités d'un savon : il est dissoluble dans l'alcool et dans l'eau froide.

Ce savon acide a présenté à *Macquer* plusieurs produits différents entr'eux ; un entr'autres, à peine dissoluble dans l'eau, et parfaitement dissoluble dans l'alcool, qui avait beaucoup d'analogie avec la cire.

La préparation de ce savon acide fait naître de grandes espérances dans l'imagination des chimistes, sur la possibilité de faire de la cire.

§ VII. *Des savonules.*

On donne le nom de savonules aux combinaisons de la potasse avec les huiles volatiles. Ces sortes de savonules ont des propriétés analogues à celles des

Digitized by Google

savons; mais ils diffèrent de ceux-ci, en ce que la combinaison entre l'alcali et l'huile volatile n'est pas aussi intime, et qu'il n'en résulte que des savons imparfaits.

Savon de Starkey, ou de tartre.

Les pharmaciens les plus célèbres se sont occupés du mode de pratique le plus avantageux et le plus expéditif, pour faire ce savonule, auquel Starkey avait donné son nom, et qu'il croyait avoir quelque analogie avec le savon ordinaire. Le fameux *Rouelle*, et le célèbre *Baumé*, n'ont pas dédaigné de donner toute leur attention à la perfection du procédé indiqué par *Starkey*, et qui est consigné dans le Dispensaire de Paris. *Baumé* a proposé d'ajouter à l'alcali un peu de térébenthine, ou de savon ordinaire, pour favoriser sa combinaison avec l'huile éthérée de térébenthine. On sait aujourd'hui que les huiles volatiles sont d'autant moins propres à la combinaison avec les alcalis, qu'elles sont plus éthérées : on sait aussi que l'action des alcalis sur les huiles, est d'autant moindre, que ces terres salifiables sont plus éloignées de la simplicité dont elles sont susceptibles. Or, le procédé donné par *Starkey* offrait deux inconvénients qui tendaient à éloigner la combinaison de l'alcali avec l'huile de térébenthine, puisque d'une part il recommandait de l'alcali qui n'était pas pur ou caustique, et de l'autre, de l'huile de térébenthine éthérée.

Si l'on prend de la potasse caustique, de l'huile de térébenthine qui commence à se résinifier par la vétusté, c'est-à-dire qui soit un peu moins fluide, on opèrera la saponification beaucoup plus sûrement et plus promptement. Le mode de pratique exige que l'alcali soit chaud et broyé sur une table de porphyre avec une molette de même nature. On entretient la table à une température de 30 à 40 degrés, et on ajoute peu à peu l'huile de térébenthine, jusqu'à ce qu'on en ait incorporé à peu près trois fois le poids de l'alcali : on obtient une masse savonneuse blanche,

Digitized by Google

d'une odeur pénétrante, d'autant plus parfaite qu'elle aura été plus long-tems broyée.

On connaît que ce savonule est achevé, lorsqu'il se mêle à l'eau sans laisser paraître d'huile surnageante.

Le savon de Starkey est un puissant correctif contre les effets dangereux de l'opium, contre les poisons végétaux, contre ceux des purgatifs violens, tels que l'ellébore, et les résines purgatives.

On s'en sert intérieurement et extérieurement. Les médecins les plus instruits en font usage avec succès dans les engorgemens des glandes, appliqué extérieurement, et employé à l'intérieur : il est détersif, apéritif, diurétique, balsamique ; il convient dans la gonorrhée, dans l'hydropisie.

La dose est de 4 à 6 décigrammes dans un véhicule aqueux.

CHAPITRE VII.

De l'action des alcalis sur l'alcool.

Déjà nous avons eu occasion de voir que les alcalis caustiques exerçaient une action sensible sur l'alcool, et que celui-ci avait la propriété de dissoudre les alcalis, lorsqu'ils étaient parfaitement purs. (*Voyez* Alcali pur.) Ici nous allons faire connaître que les anciens médecins ont su tirer parti de cette action de l'alcali sur l'alcool, pour en préparer une sorte de médicament, auquel ils ont donné improprement le nom de teinture, parce qu'ils ne connaissaient pas bien les phénomènes qui se passent dans ce genre d'opération.

Alcool de potasse, ou teinture alcaline.

℔ nitre fixé par les charbons . . 250 gram. (ß).
Mettez-le dans un creuset placé dans un fourneau entre

Digitized by Google

entre des charbons ardens : faites entrer la matière en fusion : maintenez à cette température pendant environ une heure, ou jusqu'à ce que la matière ait acquis une couleur bleuâtre : versez alors la matière en fusion dans un mortier de fer bien chaud : pulvérisez aussitôt : introduisez l'alcali encore chaud dans un matras que vous aurez chauffé, et versez par dessus de l'alcool à 37 degrés. 5 hectogram. (℔j). Bouchez le matras, et faites digérer pendant quelques jours à une douce chaleur, au bain de sable, en agitant le mélange de temps en temps, jusqu'à ce que l'alcool ait acquis une couleur rouge : décantez, et vous aurez une liqueur dite *teinture alcaline*.

Remarques.

Le nitre alcalisé par le charbon contient du carbonate de potasse, qu'il paraît que l'on a intention d'amener à l'état d'alcali pur, en lui faisant éprouver une haute température; mais on ne parvient à enlever l'acide carbonique combiné avec la potasse, que très-difficilement, et à l'aide d'un intermède. Si on a ajouté du charbon dans les proportions d'un huitième de potasse, alors il se forme de l'acide carboneux ou oxide de carbone avec l'acide du carbonate de potasse; lequel oxide se dégage, et l'alcali est amené à l'état caustique.

Cet alcali réagit sur le carbone de l'alcool, qu'il décompose en partie, le dissout, et est dissout à son tour par l'alcool non décomposé. On peut donc attribuer la couleur rouge de l'alcool de potasse au carbone d'une portion de l'alcool même, et sa saveur et ses propriétés médicinales, à la portion de potasse caustique tenue en dissolution dans l'alcool.

L'alcool de potasse est un puissant diurétique; il accélère le mouvement du sang; il excite la transpiration, et il convient dans les cas d'acide dans les premières voies.

Digitized by Google

Teinture des métaux, ou lilium de Paracelse.

℔ régules d'antimoine martial. } de chaque 128
de cuivre. } gram. (℥ iv.)
d'étain . . }

Réduisez en poudre, et mêlez : mettez cette poudre dans un creuset, pour la faire entrer en fusion, et n'en former qu'un seul métal, appelé *régule des métaux* : réduisez ce métal d'alliage en poudre, et mêlez-la avec du nitrate de potasse très-pur et très-sec, et du tartre blanc, également en poudre, de chaque 564 grammes. (℔j ℥ ij.)

Projettez ce mélange dans un creuset rougi au feu, par cuillerées, en ayant soin de laisser achever la déflagration avant d'en projetter de nouvelles cuillerées; alors faites entrer la matière en fusion, en couvrant le creuset, et à l'aide d'une haute température : coulez la matière en fusion dans un mortier de fer chauffé : brisez-la, et introduisez-la encore chaude dans un matras chauffé : versez par-dessus de l'alcool à 37 degrés, environ 5 hectogrammes : faites digérer pendant quelques jours de la même manière que pour l'alcool de potasse.

Remarques.

Les phénomènes et le produit de cette opération sont absolument les mêmes que dans l'opération précédente. L'alcool éprouve une action vive de la part de la potasse qui met à nu une portion de son carbone, et l'alcool non décomposé dissout la potasse pure. Mais il importe de faire remarquer à l'élève qui lit cet article, tout ce qui se passe depuis le commencement jusqu'à la fin de l'opération.

Dans la première opération, on forme un alliage métallique de fer, de cuivre, et d'étain, avec l'antimoine : cet alliage est cassant et se réduit assez facilement en poudre.

Dans la seconde, on fait un mélange de nitrate de potasse, de tartre, et du métal d'alliage.

Digitized by Google

Dans la troisième, on fait une projection de ce mélange dans un creuset rougi au feu : il en résulte une combustion rapide du carbone, du tartre, et des métaux alliés. Cette combustion rapide n'est qu'une déflagration et non une détonation. *Voyez* ces deux mots, page 110 et 113, vol. I. Elle est accélérée par l'oxigène de l'acide nitrique du nitrate de potasse qui abandonne sa base, et se décompose. Une partie de l'oxigène de cet acide se porte sur les métaux et les oxide ; une autre partie se porte sur le carbone du tartre, et forme de l'acide carbonique : la base azotée qui constituait l'acide nitrique s'échappe à l'état de gaz en même tems que l'acide carbonique nouvellement formé : mais une partie de cet acide est retenue par la base du nitrate qui s'est alcalisée, et il en résulte de la potasse caustique d'une part, et du carbonate de potasse en petite quantité.

Le produit de cette déflagration et de la dernière fusion n'est donc que du nitrate de potasse alcalisé uni à un peu de carbonate de potasse, et aux métaux oxidés. Ces métaux oxidés n'exercent aucune action sur l'alcool, et on est fondé à regarder cette prétendue teinture des métaux comme identique avec l'alcool de potasse.

Paracelse qui en est l'inventeur lui a donné le nom de *lili*, expression de la joie qu'il éprouva à raison de ses bons effets dans les maladies aiguës. *Voyez* ci-dessus, Alcool de potasse, pour ses vertus médicinales.

CHAPITRE VIII.

De l'action des acides sur l'alcool.

Les acides qui jouissent d'un certain degré de concentration ont une action sensible sur l'alcool, et lui font acquérir une odeur éthérée qui annonce que ce fluide a éprouvé un commencement d'altération. Si

Digitized by Google

l'on mêle des acides minéraux avec de l'alcool, il y a dégagement de calorique, commencement d'éthérification, et l'acide ainsi étendu dans l'alcool diminue de force proportionnément à la quantité d'alcool ajoutée; mais il lui en reste encore assez pour exercer sur nos organes une action assez vive pour être très à craindre.

On prépare avec les acides sulfurique, nitrique, et muriatique des alcools acides qu'il faut bien se donner de garde de confondre avec les divers éthers que l'on obtient de l'union de l'alcool avec les mêmes acides, par l'intermède de la distillation. Nous ferons connaître les différences en distinguant ces produits en deux sections. La première comprend les produits de l'action des acides minéraux sur l'alcool par la simple union.

La seconde comprend les éthers proprement dits.

§. I. De l'union des acides minéraux avec l'alcool.

Alcool sulfurique, esprit-de-vitriol dulcifié, eau de Rabel blanche et rouge.

℥ acide sulfurique à 66 degrés. 32 gram. (℥ j).
alcool à 36 degrés. . . . . 96 gram. (℥ iij).

On met l'alcool dans un matras ou dans une fiole; on verse peu à peu l'acide sulfurique sur cet alcool; on agite à chaque immersion, on tient le vase ouvert pour éviter la rupture: il y a, lors du mélange, émission de calorique. Lorsque le mélange est refroidi, on le coule dans un flacon, et on tient celui-ci exactement bouché.

Remarques.

L'acide sulfurique s'empare de l'eau de l'alcool avec avidité, dégage une portion du calorique de ce fluide léger pour prendre une température moyenne, et met plus à nu son hydrogène et son carbone. C'est à ce commencement de décomposition de l'alcool qu'est

Digitized by Google

due son odeur qui approche de celle de l'éther sulfurique.

Rabel fut l'inventeur de ce médicament, d'où on lui donna le nom *d'eau de Rabel*. Son état naturel est d'être blanc ou incolore. On lui donne une couleur rouge en y ajoutant un peu d'écorce d'orcanette. Le nom d'esprit de vitriol dulcifié lui vient de celui d'huile de vitriol, ou acide vitriolique que l'on nomme actuellement acide sulfurique, et de l'esprit de vin auquel cet acide est uni.

L'alcool sulfurique est astringent, on le prend par gouttes dans un véhicule approprié; on l'applique extérieurement dans les hémorragies.

Alcool nitrique, ou esprit de nitre dulcifié.

℥ acide nitrique blanc à 36 degrés. . . une partie.
alcool rectifié. . . . . deux parties.

Mêlez en versant peu à peu l'acide sur l'alcool, et en agitant circulairement.

Ce mélange acquiert avec le tems une odeur d'éther nitrique. Les phénomènes qui se passent sont analogues à ceux de l'alcool sulfurique.

L'alcool nitrique est recommandé dans les coliques venteuses, dans les inflammations du bas-ventre, dans les rétentions d'urine. La dose est de 10 à 12 gouttes dans un véhicule aqueux.

Alcool muriatique, ou esprit de sel dulcifié.

℥ de l'acide muriatique blanc, une partie.
alcool rectifié. . . . . deux parties.

Mêlez comme ci-dessus.

Il est apéritif et diurétique. La dose est depuis 12 jusqu'à 30 gouttes dans un véhicule approprié.

§. II. *Des Ethers.*

Les diverses espèces d'éthers connues actuellement sont au nombre de cinq; savoir l'éther sulfurique, nitrique, muriatique, acétique, et phosphorique qu'il ne faut pas confondre avec l'éther phosphoré.

Digitized by Google

Ce sont des produits de la décomposition de l'alcool par les uns ou les autres des acides que nous venons de dénommer. Ces fluides jouissent naturellement d'une grande fluidité, légereté, et inflammabilité lorsqu'ils sont parfaitement rectifiés; mais tous ne jouissent pas de ces propriétés physiques à un même degré; on remarque en outre qu'ils ont chacun une odeur qui lui est particulière, et il paraît actuellement bien démontré que chaque éther est *sui generis*, quoiqu'ils procèdent tous de la décomposition de l'alcool.

Nous devons prévenir nos lecteurs que nous avons réuni tous les éthers connus dans la même série, afin de pouvoir offrir l'ensemble des procédés qui leur sont propres, ainsi que leurs diverses théories connues.

Les auteurs d'ouvrages de chimie traitent des divers éthers à la suite de l'alcool, parmi les produits des végétaux : mais il m'a paru plus exact de faire précéder la connaissance de tous les acides avant de parler de l'action qu'ils exercent sur ce fluide alcoolique.

Ether sulfurique.

2 parties égales en poids d'acide sulfurique à 66 degrés, et d'alcool à 37.

Il est bon d'observer que l'on doit agir sur des quantités un peu considérables, si l'on veut obtenir beaucoup d'éther dans la même distillation : la proportion, dans les produits de l'éther, ou, si on l'aime mieux, l'éthérisation de l'alcool, n'est pas relative à la quantité de l'alcool que l'on emploie; elle est en conséquence des masses sur lesquelles on agit, et elle se rapporte à la concentration de l'acide.

Le moins possible que l'on puisse se permettre d'employer de l'un et l'autre fluide, est d'un kilogramme; mais les phénomènes qui se passent lors de leur union ne sont pas à beaucoup près aussi inte-

Digitized by Google

ressants et aussi remarquables que lorsqu'on agit sur de plus grandes quantités.

Le terme moyen est de 2 kilogrammes ou 4 ℔ d'alcool et d'acide ; le terme élevé est de 4 kilogram. de chaque.

Les moyens de pratique ne sont pas absolument les mêmes lorsqu'on opère sur 4 kilogram., comme lorsque l'on n'opère que sur 2 kilogram. Nous en expliquerons la raison dans un moment.

Nous supposons que les proportions de l'acide et de l'alcool que l'on se propose d'employer sont de 2 kilogrammes chaque. On introduit d'abord l'alcool dans une cornue tubulée, assez capable pour que le mélange n'en occupe que les deux tiers ; on ajoute peu à peu l'acide sulfurique, en ayant soin d'agiter la cornue circulairement à chaque transfusion de l'acide. Il se fait un dégagement de calorique qui augmente d'intensité à mesure qu'on ajoute de nouvelle portion d'acide. Cette émission de calorique s'élève à une température telle, qu'on est obligé de placer un linge entre la paroi extérieure de la cornue et la main qui la soutient pour ne pas se brûler. On a évalué cette température à 60 degrés, mais cette estimation n'est pas toujours exacte dans la pratique, puisqu'elle tient à la concentration de l'acide d'une part, et à la déphlegmation de l'alcool de l'autre.

Dans le moment du mélange de ces deux liquides, l'alcool éprouve un commencement d'étherification qui est très-sensible ; ce phénomène chimique est occasionné par l'avidité qu'a l'acide sulfurique pour s'emparer de l'eau de l'alcool, et l'émission du calorique qui a lieu dans le même moment détermine la vaporisation de cet alcool éthéré, auquel on a donné le nom d'alcool odorant.

Lorsqu'on ne veut pas retarder la distillation, on élève la température du bain de sable au degré égal à celle du mélange qui est dans la cornue. On place la cornue dans ce bain qui est posé sur un fourneau ; on adapte au bec de la cornue une allonge, ensuite

Digitized by Google

un grand ballon à trois tubulures, dont une est à l'extrémité opposée à celle qui reçoit l'allonge, et l'autre est située dans le milieu du ballon, et est reçue dans un flacon destiné à servir de récipient. On adapte à la tubulure en opposition à celle de l'allonge, des tubes de verre recourbés qui plongent dans les flacons de l'appareil de *Woulf*, et qui sont destinés pour recevoir les gaz élastiques qui se dégagent pendant l'opération, et qui sont absorbés par l'eau ou l'alcool que contiennent ces flacons. On a soin de luter les jointures avec de la farine de lin réduite en pâte avec de la colle d'amidon, et on procède à la distillation au moyen d'un feu gradué dont on élève la température jusqu'à ce que la matière contenue dans la cornue, commence à entrer en ébullition. On maintient cette ébullition autant de tems qu'il est nécessaire, c'est-à-dire jusqu'à ce qu'il s'élève des vapeurs blanches dans la partie supérieure de la cornue, ou jusqu'à ce que la matière de la cornue soit devenue noire et se boursoufle : alors on diminue l'action du feu.

Le premier produit qui passe dans le récipient est de l'alcool odorant, ou à l'état commençant de l'éthérisation : on peut le séparer si l'on veut, afin d'obtenir l'éther à part; mais on est dans l'usage de laisser le second produit, qui est l'éther, se confondre avec lui, afin de ne pas perdre de ce produit intéressant par le déplacement et changement de récipient.

Le second produit que nous venons d'annoncer ne se présente que lorsque la liqueur qui est dans la cornue est en ébullition. Il se manifeste par des stries qui occupent toutes les parois internes du ballon, et par une espèce de filet ou ruban qui part du bec de la cornue, et va se rendre sans solution de continuité jusque dans le flacon qui sert de récipient.

C'est ici que nous ferons remarquer que, pour ne rien perdre de ce produit qui est extrêmement élastique, et pour le condenser presque aussitôt qu'il paraît, il est deux moyens dont l'artiste doit faire

Digitized by Google

usage simultanément et qu'il a dû prévoir. Le premier, c'est d'avoir plongé le flacon-récipient dans un bain de glace; le second, c'est d'appliquer sur la circonférence supérieure et extérieure du ballon des linges trempés dans l'eau froide, et de les renouveler souvent. Le bain de glace attire à lui l'éther dont l'élasticité est déjà tempérée par la fraîcheur des linges mouillés appliqués sur le ballon, et il passe très-peu de ce produit dans les flacons de *Woulf*, qui communiquent au ballon, à la faveur des tubes recourbés.

Immédiatement après l'éther, on apperçoit des vapeurs blanches qui s'élèvent et vont occuper la partie supérieure et interne de la cornue : ces vapeurs sont l'annonce de l'acide sulfureux volatil, d'abord à l'état gazeux, et bientôt coërcé et dissous dans de l'eau qui se forme dans l'intérieur des vaisseaux. A la première apparition de cet acide gazeux, on doit s'empresser de changer de récipient pour recueillir ce troisième produit qui ne manquerait pas de communiquer à l'éther une odeur et une saveur étrangères. On prolonge la distillation, en ménageant le feu, et il passe de l'huile douce de vin dans le récipient, en même tems qu'il y passe de l'acide sulfureux. La matière qui est dans la cornue acquiert de la spissitude; elle devient noire, et se tuméfie à tel point que l'on peut craindre qu'elle s'élève de manière à passer dans le ballon. Alors on ménage le feu, on ouvre la tubulure de la cornue pour affaisser cette matière par la pesanteur de l'air atmosphérique qui vient peser sur elle.

Si l'on change de récipient, on reçoit dans ce dernier, que l'on a substitué à celui qui contenait de l'acide sulfureux, un nouvel acide que l'on a reconnu pour être de l'acide acéteux.

Si l'on a adapté à l'appareil de Woulf l'appareil hydro-pneumatique, on trouve sous la cloche un gaz inflammable qui a une odeur d'éther, et qui brûle avec une flamme blanche huileuse : c'est ce que les chi-

Digitized by Google

mistes hollandais ont appelé *gaz hydrogène carboné*, ou *gaz oléfiant*, parce que, mêlé avec l'acide muriatique oxigéné, il forme de l'huile.

Il reste dans la cornue une masse dont la plus grande partie est de l'acide sulfurique épaissi par du carbone. En continuant l'opération jusqu'à siccité, on obtient de l'acide sulfureux, de l'acide sulfurique, du gaz carbonique, et il se sublime du soufre dans l'allonge et à la voûte de la cornue, et il reste au fond du carbone.

Cette opération de l'éther poussée jusqu'à la fin, n'est pas constante dans les laboratoires de pharmacie. On se contente habituellement de prolonger la distillation jusqu'à ce qu'on ait obtenu l'huile douce du vin : alors on arrête la distillation, et on tire partie du résidu comme nous le dirons dans un instant.

Feu Cadet père arrêtait la distillation au moment où l'acide sulfureux commençait à paraître, et il ajoutait du nouvel alcool sur le résidu qui était dans la cornue : en continuant la distillation il obtenait du nouvel éther dans les proportions à peu près de la moitié de l'acool employé. A la vérité cet éther avait une odeur d'acide sulfureux qui le rendait désagréable; mais en le rectifiant, on parvenait à le rendre utile, si non à la médecine, du moins aux arts. Cette conversion de l'alcool en éther, par l'acide sulfurique déjà chargé du carbone de l'alcool, donnait la solution du problème de l'éthérisation de l'alcool; problème que le chimiste *Fourcroy* a si bien éclairci dans la Théorie qu'il a donnée de l'opération de l'éther sulfurique. On demeure étonné de voir le professeur *Proust* révoquer en doute le fait annoncé par *Cadet* père, confirmé par la majeure partie des pharmaciens de Paris qui ont répété son procédé, et que le citoyen *Fourcroy* a annoncé à son tour comme une vérité attestée et démontrée par l'expérience qui s'accorde d'ailleurs parfaitement bien avec la Théorie qu'il a publiée.

Avant de passer à la rectification de l'éther, et à la

Digitized by Google

théorie de l'éthérisation de l'alcool, je m'arrêterai un instant sur le résidu que l'on trouve dans la cornue, après avoir obtenu l'huile douce du vin et l'acide sulfureux.

Ce résidu qui est noir, épais, est de l'acide sulfurique chargé du carbone de l'alcool, et qui participe de l'odeur de l'acide sulfureux. On peut le ramener assez facilement à l'état d'acide sulfurique. Il s'agit pour cela de le transvaser dans un pot de terre cuite non vernissée. On place ce pot sur un vase de faïence ou de terre vernissée, assez capable pour contenir l'acide qui est dans le vase de terre cuite. On abandonne cet appareil à lui-même; l'acide filtre à travers ce vase, et est reçu dans celui sur lequel il est posé. Le carbone reste dans l'intérieur du pot, et l'acide qui le traverse de toutes parts est un peu coloré. Si on veut l'obtenir très-blanc, on l'étend dans de l'eau et on le filtre de nouveau à travers un papier sans colle: alors on le distille dans une cornue de grès au feu de réverbère; on sépare les premiers produits qui sont aqueux, et qui tiennent de la nature de l'acide sulfureux. Ce qui reste dans la cornue est de l'acide sulfurique ordinaire. Si on veut l'obtenir très-pur, on continue la distillation en élevant la température comme il a été dit à l'article *Acide sulfurique*.

Rectification de l'éther sulfurique.

L'éther, tel qu'on l'obtient dans la première distillation, serait très-suave et très-léger, si on avait pris soin de séparer l'alcool odorant qui est le premier produit, et de ne pas attendre, pour recueillir l'éther et le mettre à part, que le gaz acide sulfureux eût commencé à paraître; mais on est dans l'usage de recueillir le plus de produit possible pour obtenir de l'éther autant que possible: il est donc indispensable de le rectifier pour l'obtenir d'une pureté parfaite.

On a proposé plusieurs moyens de rectification: celui qui est indiqué dans le Code médicamentaire consiste à distiller l'éther sur de la potasse carbo-

Digitized by Google

natée. Le plus grand nombre des pharmaciens rectifient actuellement l'éther par l'intermède de la magnésie décarbonatée. Le citoyen Dizé a proposé pour intermède l'oxide de manganèse : chacune de ces propositions offre ses avantages et ses inconvéniens. Le citoyen de Machy a proposé la chaux éteinte rapidement par l'eau, et peut-être a-t-on eu tort de négliger ce moyen, qui est tout à la fois avantageux, certain, et économique. Nous allons les faire connaître, tous, les uns après les autres.

A. La rectification par la potasse carbonatée est la plus usitée, mais n'est pas la plus propre à déterminer l'extrême pureté de l'éther. Voici en quoi elle consiste : on met de la potasse carbonatée, ou alcali du tartre, dans une cornue tubulée : on monte l'appareil distillatoire avec les flacons de *Woulf*, et on introduit l'éther dans la cornue, par le moyen d'un siphon à double courbure, qui est ajusté à sa tubulure; ensuite on distille à une température qui n'excède pas 30 degrés.

L'acide sulfureux qui est uni à l'éther se porte sur la potasse, en déplace l'acide carbonique, et forme avec cette base un sulfite de potasse; mais l'acide carbonique déplacé s'unit en partie avec l'éther, et lui communique une saveur et un peu d'odeur, qui le privent de cette suavité qu'on lui désire.

B. La magnésie décarbonatée est plus généralement adoptée, et paraît en effet devoir être préférée à la potasse, même à celle qui serait pure ou caustique, précisément parce qu'elle n'est point caustique, et qu'elle ne contient pas d'acide carbonique, comme la potasse ordinaire : elle forme avec l'acide sulfureux, contenu dans l'éther, un sulfite de magnésie. L'éther qui résulte de cette rectification est d'une odeur très-suave.

C. L'oxide de manganèse, proposé par le cit. *Dizé*, agit d'une manière absolument différente. L'acide sulfureux contenu dans l'éther, étant mis en contact avec cet oxide, s'empare de l'oxigène, que ce métal

Digitized by Google

oxidé cède assez facilement; il se convertit en acide sulfurique, et réagissant sur ce métal, il forme avec lui du sulfate de manganèse. Le citoyen *Dizé* assure que, par ce procédé, il augmente le produit d'un sixième de plus que par les procédés ordinaires.

Il faut en convenir, la théorie en est belle et séduisante; mais la pratique n'a pas obtenu le succès annoncé, tel qu'on pouvoit le désirer. Le cit. *Delunel* a fait un amendement à ce procédé, qui le rend infiniment avantageux. Je l'ai vu ajouter de la magnésie décarbonatée au mélange de l'éther sulfureux, avec l'oxide de manganèse, et obtenir par la distillation un éther d'une extrême suavité. L'addition de la magnésie ôte toute inquiétude sur la présence de l'acide sulfureux qui aurait pu échapper à l'oxide pour le transformer en acide sulfurique, et par suite en faire du sulfate de manganèse.

D. Le procédé du cit. *Demachy*, que quelques chimistes attribuent à *Woulf*, consiste à prendre de la chaux vive éteinte rapidement dans l'eau, et à l'unir à l'éther sulfureux : on ajoute une petite quantité d'eau, et on agite le mélange qui est contenu dans un flacon bouché avec beaucoup de force, dans un bain d'eau froide : on laisse reposer la liqueur : on tire l'éther qui surnage avec un siphon de boule, pour le replacer immédiatement dans la cornue de rectification, et on distille à une température de 25 à 30 degrés. L'éther que l'on obtient est très-pur et très-suave.

Les degrés de légèreté de l'éther sulfurique peuvent varier à raison de sa plus ou moins parfaite rectification : lorsqu'il est bien sec, il marque à l'aréomètre de 50 à 54 degrés. Cette remarque est d'autant plus importante, que l'éther sulfurique est, de tous les éthers connus, celui qui offre le plus de degrés de légèreté; ce qui tend à prouver que les éthers ne sont pas identiques.

Pour parvenir à donner à l'éther tous les degrés de légèreté qu'il peut acquérir, le citoyen Pelletier nous a appris qu'il fallait le rectifier une seconde fois sur

Digitized by Google

du muriate calcaire parfaitement sec, résidu de l'opération de l'ammoniaque caustique.

On peut remarquer à ce sujet que ce résidu contient de la chaux vive à nu, outre du muriate calcaire, et que c'est la partie de chaux vive en excès qui retient le peu d'humidité que l'éther avait pu enlever dans sa première rectification. C'est avec cet éther surrectifié que *Pelletier*, frère du célèbre chimiste, prépare l'éther phosphoré dont il sera fait mention plus bas.

L'éther a une saveur piquante, et tellement chaude qu'il imprime sur l'organe du goût une sensation égale à celle du froid. Ce phénomène, qui tient à l'effet des deux extrêmes, me paraît dû aussi à la très-grande volatilité de ce fluide qui est dans l'état très-prochain des fluides élastiques ; il en prend le caractère en s'emparant du calorique, et sa vaporisation très-subite excite la sensation du froid. Cette propriété physique de l'éther est démontrée d'une manière bien plus constante par celle qu'il a de convertir l'eau en glace.

On introduit de l'eau dans la boule d'un éolipyle de verre blanc très-mince, on applique autour de cette boule des linges imprégnés d'éther, on agite pour favoriser sa vaporisation, les parois intérieures de la boule ne tardent pas à se tapisser de cristaux de glace, ce qui prouve que l'éther enlève à l'eau une portion de son calorique.

L'éther est difficilement soluble dans l'eau, et très-miscible à l'alcool, en sorte que l'on se sert de ce moyen d'épreuve pour reconnaître si l'éther est étendu d'alcool : ce dernier s'unit à l'eau, et l'éther qui surnage diminue de volume.

L'éther communique son odeur à l'eau, ce qui prouve que celle-ci en dissout une petite quantité : on l'a évaluée à un dixième.

L'éther est doué d'une très-grande combustibilité. L'acide nitrique, l'acide muriatique oxigéné, le mu-

Digitized by Google

riate de potasse suroxigéné l'enflammant à l'aide du contact avec l'acide sulfurique.

L'éther traité avec l'acide sulfurique se convertit en huile douce ; traité avec l'acide nitrique il donne des cristaux d'acide oxalique. Ce fait a été annoncé par le professeur *Driessen*, de Groningue.

L'éther a la propriété d'enlever l'or de sa dissolution dans l'acide nitro-muriatique. *Voy.* Or potable.

L'éther enfin dissout les huiles volatiles, le camphre, les résines, et donne lieu aux teintures éthérées; mais nous avons déjà eu occasion de faire remarquer que la dissolution des huiles volatiles et des résines, dans l'éther, unie à l'eau, n'en troublait point la transparence, qu'au contraire l'huile surnageait l'eau. Ce phénomène chimique tend à prouver que l'éther diffère essentiellement de l'alcool par les éléments qui le constituent éther : il paraît démontré que ce fluide si léger, si volatil, qui ne diffère des fluides élastiques que parce qu'il contient un peu moins de calorique, et que ses molécules ne sont rapprochées les unes des autres que par la pression de l'air; il paraît démontré que l'éther est un composé de beaucoup d'hydrogène, peu de carbone et de moins d'oxigène possible.

L'éther n'est bien connu que depuis 1730, qu'un chimiste allemand, nommé *Frobenius*, nom que l'on croit supposé, en a publié la découverte dans les *Transactions Philosophiques*. Le chimiste *Proust* en remonte l'origine à une époque beaucoup plus éloignée de nous : c'est, dit ce professeur, dans le Traité *de extractionibus* de *Valerius Cordus* que l'on trouve la dose de ses ingrédients par parties égales, et la forme du vase dans lequel on doit faire cette opération. Dispensaire, édition de 1537.

Frédéric Hoffman est un des premiers médecins qui ait employé l'éther comme calmant et anti-spasmodique. Sa fameuse liqueur minérale anodine est un mélange d'alcool, d'éther à parties égales, et d'huile douce de vin dans les proportions de 12 gouttes de

cette dernière, sur 32 grammes de chacun des deux premiers. Mais ce mélange participe de l'odeur et de la saveur de l'acide sulfureux contenu dans l'huile douce, et rend cette liqueur très-désagréable au goût et à l'odorat; on ne fait plus d'usage actuellement que de l'éther que l'on étend au besoin dans l'alcool.

On fait usage de l'éther dans les coliques venteuses, les affections hystériques, nerveuses, et convulsives, dans les hoquets opiniâtres : il guérit la brûlure récente comme par enchantement.

La dose est de quelques gouttes sur du sucre, ou dans des potions appropriées.

Le citoyen *Estéveny*, pharmacien de Paris, a imaginé de préparer un éther à la rose qui offre le parfum de cette fleur, et rend l'usage de ce produit éthéré extrêmement agréable lorsqu'on le prend sur du sucre. Il rectifie une seconde fois son éther sur des roses mondées de leurs calices par une distillation au bain-marie.

Le citoyen *Boulai*, pharmacien, prépare un sirop éthéré qui rend l'usage de cette liqueur infiniment commode. *Voyez* Sirop éthéré.

Des divers phénomènes qui se passent dans l'opération de l'éther sulfurique.

Nous avons dit au commencement de l'article *Ether sulfurique*, que les produits en éther dépendaient plutôt des masses d'alcool et d'acide sulfurique sur lesquelles on agissait, que de l'alcool en lui-même, c'est-à-dire que la proportion de l'éther augmentait à raison de celles de l'alcool et de l'acide employés. Nous avons aussi consigné le *minimum*, le terme moyen, et le *maximum* d'alcool et d'acide que l'on pouvait mêler pour procéder à l'éthérisation de l'éther. Le *maximum* que nous avons proposé n'est pas de rigueur, il est seulement relatif à la capacité habituelle des cornues, et aux moyens possibles de mouvoir les vases qui doivent contenir une grande

masse

masse de fluide dont la température peut s'élever à de très-hauts degrés.

1°. Lorsque le mélange de l'alcool et de l'acide est au maximum, c'est-à-dire de 4 kilogrammes chaque, l'émission de calorique est telle que la température excède celle de l'eau bouillante, et qu'il est plus difficile d'opérer : on est obligé d'interrompre de tems en tems l'affusion de l'acide sur l'alcool.

2°. L'émission de calorique est déterminée par le déplacement de celui de l'alcool qui tend à se mettre en équilibre avec celle de l'acide, et à en prendre une moyenne.

3°. Lorsqu'on agit sur une si grande masse, on doit faire le mélange des deux fluides dans un grand ballon de verre et non dans une cornue, afin de laisser les liqueurs en repos avant de procéder à la distillation. C'est en opérant ainsi que *Charles L. Cadet* a pu observer un phénomène digne de remarque : il a trouvé au fond du matras qui contenoit 8 kilogrammes de ce mélange, après trente heures de repos, une belle cristallisation en aiguilles, qui lui a présenté tous les caractères de l'acide oxalique.

4°. La température qui s'élève lors du mélange de l'acide et de l'alcool, donne lieu à l'ascension de vapeurs alcooliques d'une odeur différente de celle qui appartient à l'alcool ordinaire, et que l'on pourrait recueillir très-facilement, si l'on voulait. Le premier produit qui passe dans l'appareil distillatoire, pour se rendre dans le récipient, est de même nature; c'est de l'alcool dans son premier état d'éthérisation, c'est en un mot de l'alcool qui a reçu un commencement de décomposition.

5°. C'est lorsque la matière contenue dans la cornue commence à entrer en ébullition, que l'alcool éprouve une véritable décomposition : l'acide sulfurique s'empare de l'eau de l'alcool, il y a dissociation de ses principes, une partie de son carbone se dissout dans le mélange et le colore; c'est alors que l'éther s'élève sous forme de vapeurs qui se conden-

Digitized by Google

sent par le refroidissement sous forme de stries; leur condensation est accélérée par les linges mouillés que l'on applique sur les parois extérieures du ballon, et mieux encore par la fraîcheur du bain dans lequel plonge le récipient. La continuité de parties que l'on apperçoit dans le fluide éthéré qui distille et qui adhère tout le long de l'allonge et de la paroi du ballon, prouve que ce liquide a beaucoup d'analogie avec l'huile volatile; c'est en effet un composé d'hydrogène et de carbone auquel il ne manque que la proportion d'oxigène pour en former de l'huile positive.

6°. Ce qui tend à prouver que l'acide sulfurique n'est que l'agent de décomposition de l'alcool, d'où il résulte la formation de l'éther, c'est que cet acide n'éprouve aucune décomposition tant que l'éther distille, et que d'autre part on peut convertir une quantité quelconque d'alcool en éther, sans le concours du calorique. Il suffit pour cela d'augmenter la portion de l'acide sulfurique.

7°. Ce n'est qu'au moment où commencent à s'élever les vapeurs d'acide sulfureux, que l'acide sulfurique se décompose : ainsi il y a deux tems bien marqués dans l'altération qu'éprouve l'alcool pendant tout celui de cette opération. Le premier tems est signalé par son éthérisation ; le second se manifeste par la nouvelle combinaison de son hydrogène et de son carbone qui réagissent sur l'acide sulfurique et la décomposent à son tour.

C'est au moment où les vapeurs d'acide sulfureux se présentent, que la matière de la cornue commence à se foncer en couleur. L'hydrogène de l'alcool se porte sur l'oxigène de l'acide, et forme de l'eau : cette eau dissout les vapeurs d'acide sulfureux, lequel s'est formé par une soustraction de l'oxigène de l'acide, et a rompu l'équilibre qui existait lors de sa saturation par le soufre qui est sa base radicale.

L'acide sulfureux n'est donc formé qu'aux dépens de l'oxigène de l'acide sulfurique, lequel s'est combiné avec une portion de l'hydrogène de l'alcool, et a

Digitized by Google

formé de l'eau : dans cet ordre de choses, le soufre se rencontrant en excès relativement à l'oxigène dont il cesse d'être saturé, se trouve comme dans un état d'oxide ou de combustion commençante.

Pendant la distillation de l'acide sulfureux, il s'élève de l'huile dite *douce* du vin qui tient de l'acide sulfureux enchaîné dans ses molécules, et sa formation est due à l'hydrogène et au carbone reconnu pour le principe oléfiant, et qui se combine avec une partie de l'oxigène de l'acide sulfurique.

8°. On peut éviter la formation de cette huile douce du vin en entretenant la température au dessous de celle de l'eau bouillante, au moyen de l'addition bien ménagée de quelques gouttes d'eau dans la cornue. Cette observation prouve que l'huile douce ne se forme qu'à une certaine température, et lorsque le mélange ne contient point d'eau.

9°. L'acide acétique ne commence à se former que lorsque l'hydrogène et le carbone peuvent se combiner simultanément avec l'oxigène de l'acide sulfurique.

10°. Lorsque l'on prolonge la distillation jusqu'à siccité, le charbon réagit sur l'acide sulfurique, achève sa décomposition ; et le soufre, qui faisait sa base, se sublime.

Ether phosphoré.

Cette préparation est due au citoyen *Pelletier*, frère du célèbre chimiste. C'est une dissolution de phosphore dans l'éther sulfurique surrectifié sur du muriate calcaire, résidu de l'ammoniaque caustique préparée par l'intermède de la chaux vive.

℥ éther sulfurique surrectifié.	32 gram. (℥ j).
phosphore.	4 décigr. (gr. viij).

On divise le phosphore et on l'introduit dans un flacon qui contient l'éther : on bouche soigneusement le flacon, et on l'agite pour dissoudre le phosphore.

Digitized by Google

Remarques.

L'éther dissout le phosphore; mais il se dépose insensiblement un décigramme de cette substance, en sorte qu'il paraît que trois décigrammes suffisent pour saturer la quantité d'éther indiquée.

Ce procédé est d'autant plus avantageux, que l'on est certain des proportions de phosphore que l'on se propose de faire prendre aux malades. J'ai été témoin de plusieurs cures vraiment surprenantes opérées par l'usage de ce nouveau médicament.

Les Anglais avaient essayé l'usage du phosphore intérieurement dans la consomption, la phthisie, le marasme, et sur-tout dans l'atonie; mais ils l'administraient d'une manière très-inexacte, attendu qu'ils le prescrivaient divisé par trituration avec de la thériaque ou autres excipiens, et que par le fait même de la trituration, non seulement il s'en perdait beaucoup à raison de sa combustion rapide par son seul contact avec l'air, mais il arrivait qu'une partie de ce phosphore était à l'état d'oxide ou d'acide phosphoreux, et souvent encore son interposition dans l'excipient n'était pas uniforme. On doit donc de la reconnaissance au chimiste français qui a découvert et présenté un procédé aussi certain que commode pour faire usage de ce remède vraiment héroïque (1) : on n'en doit pas moins aux citoyens *Lafisse*, *Emonnot*, *Sédillot* jeune, *Gauthier-Claubry*, et beaucoup d'autres médecins savans qu'il serait trop long de citer, qui en ont fait d'heureuses applications, en observateurs habiles, et en leur qualité de médecins dignes de la bonne réputation qui les distingue.

La dose de l'éther phosphoré est depuis 15 jusqu'à 60 gouttes dans un véhicule approprié.

---

(1) Il me semble entendre quelques uns de mes collègues revendiquer la priorité de ce procédé, en faveur de *Buquet*; mais le citoyen *Pelletier* a publié ce que *Buquet* n'a dit en aucun de ses ouvrages.

Digitized by Google

Ether martial.

Nous devons à M. *Trommsdorff* la préparation de l'éther de ce nom.

On fait digérer de l'éther sur de l'oxide rouge de fer. Cet oxide se dissout, et on obtient, suivant ce savant professeur, un éther martial.

Cet éther est tonique, il excite l'appétit, il facilite la digestion, et convient dans les pâles couleurs. La dose est depuis douze jusqu'à trente gouttes, dans une potion appropriée.

Ether nitrique, vulgò *nitreux*.

On connaît plusieurs procédés pour faire l'éther nitrique, qu'il importe de connaître pour bien asseoir ses idées sur l'action qu'exerce l'acide du même nom sur l'alcool. Ce qui a beaucoup contribué à retarder les connaissances exactes que l'on pouvait naturellement désirer d'obtenir sur la nature de cet éther, c'est d'abord la persuasion qu'ont eue pendant long-tems les chimistes que l'acide nitreux fumant et rutilant était au plus haut degré d'acidité, et qu'il offrait, ou pouvait offrir le plus haut point de concentration ou de force d'action; en second lieu on n'a connu que très-tard les éléments qui constituent l'acide nitrique, et la différence très-insigne qui se rencontre entre cet acide et l'acide nitreux, et la disposition plus ou moins prochaine ou éloignée que cet acide pouvait avoir de céder l'un ou l'autre de ses principes à d'autres corps. Aujourd'hui que l'on est plus avancé en ce genre de connaissance, l'étherisation de l'alcool par l'acide nitrique devient plus facile à concevoir et à expliquer.

Le docteur *Navier*, médecin à Châlons-sur-Marne, est le premier qui nous ait fait connaître l'éther *nitreux*, aujourd'hui nitrique. Son procédé qui fut publié en 1742, consiste en un simple mélange d'acide nitreux rutilant et d'alcool. On laisse ce mélange en repos, jusqu'à ce qu'il laisse surnager l'éther qui s'est formé. Le célèbre *Rouelle* s'est occupé de cet éther

Digitized by Google

après *Navier*; son procédé est consigné dans l'Encyclopédie. Le citoyen *Baumé* a fait des remarques très-judicieuses sur le procédé de *Navier*, et a perfectionné son procédé.

(Ier. Procédé de *Baumé*.)

On verse 192 grammes (℥ vj) d'alcool à 37 degrés, dans une bouteille très-forte de verre de sèvres, capable de contenir 5 hectogrammes d'eau. On met cette bouteille dans un bain de glace; on verse par dessus 128 grammes (℥ jv) d'acide nitrique à 36 degrés, en quatre ou cinq reprises. On doit agiter la bouteille sans discontinuer pendant que l'on verse l'acide sur l'alcool : lorsque le mélange est achevé on bouche la bouteille avec un bouchon de liége que l'on enfonce avec une tapette; on l'assujettit avec un parchemin mouillé et une ficelle, et on maintient la bouteille dans le bain de glace pendant un mois, en renouvelant souvent la glace pour perpétuer la température froide.

Le mélange ne tarde pas à perdre sa transparence; il se dégage de toutes les parties de la liqueur des bulles d'éther qui viennent nager à la surface. On perce au bout du tems indiqué le bouchon avec un poinçon de fer; il se dégage du gaz nitreux avec sifflement; ensuite on sépare promptement l'éther, au moyen d'un entonnoir de verre, du résidu qui est plus pesant, et on le conserve dans un flacon garni de son bouchon de cristal.

Cet éther est d'une couleur légèrement citrine, d'une odeur qui participe de celle de l'éther ordinaire et de l'acide nitreux, ou pour mieux nous faire entendre, son odeur est analogue à celle d'une pomme de rainette coupée en deux.

Cet éther ne peut pas être regardé comme très-pur; il retient de l'acide qui a servi à le produire, et dont on peut le débarrasser en le rectifiant sur de la potasse; mais alors il y a un déchet de près de moitié.

Cent quatre-vingt-douze grammes d'alcool ont produit dans la première opération, cent soixante-seize

Digitized by Google

grammes d'éther, et par la rectification sur la potasse, on n'a plus que 88 grammes (℥ ij ʒ vj) d'éther pur.

(IIe. Procédé, par *Laplanche.*)

Feu *Laplanche*, pharmacien, avoit imaginé un procédé au moyen duquel il obtenait, dans la même opération de l'éther nitrique, de la liqueur anodine nitreuse, et de l'alcool nitrique ou esprit de nitre dulcifié.

Il mettait trois kilogrammes de nitrate de potasse bien sec dans une cornue tubulée, à laquelle il adaptait un grand ballon et les flacons de Woulf : le premier flacon contenait de l'alcool à 37 degrés (1). Lorsque cet appareil était monté, et les luts bien séchés, il versait, par la tubulure de la cornue, de l'acide sulfurique à 66 degrés à différentes reprises, la quantité de 15 hectogrammes, et continuait l'opération à l'aide du calorique, de la même manière que pour préparer l'acide nitreux fumant d'après le procédé de *Glauber. Voy.* Acide nitreux fumant.

Le gaz nitreux occupait la capacité du ballon, et le gaz nitrique était reçu dans le flacon qui contenait l'alcool et formait de l'alcool nitrique.

Alors il distillait ce produit dans une cornue et il n'en retirait que les deux tiers par la distillation.

Ces deux tiers obtenus, il les mettait dans une nouvelle cornue, et au moyen d'un entonnoir à longue tige, il y versait peu à peu un cinquième en poids d'acide nitreux fumant, et il distillait au bain de sable jusqu'à ce qu'il eût obtenu les deux tiers du produit.

C'est ce dernier produit distillé de nouveau sur de la potasse, qui lui donnait l'éther nitrique pur : il mettait à part les 128 grammes (℥ jv) de premier produit distillé, c'était l'éther ; et en continuant la distillation jusqu'à ce qu'il eût obtenu les trois-quarts du reste contenu dans la cornue, il obtenait la liqueur minérale anodine nitrique.

(1) 15 hectogrammes.

Digitized by Google

On conçoit que le résidu de la décomposition du nitrate de potasse par l'acide sulfurique, lui donnait du sulfate de potasse; et que celui de la rectification de son éther, lui donnait du nitrate de potasse. Tous ces résidus étaient traités à part, et n'étaient perdus ni pour l'art, ni pour l'artiste.

Ce procédé très-ingénieux de l'auteur avait été précédé d'un premier, par le même, qui pouvait être suspecté de participer de l'éther sulfurique. En effet, il consistait dans un mélange de parties égales d'acide sulfurique et d'alcool, comme pour l'éther sulfurique, et il versait ce mélange sur du nitrate de potasse sec, introduit dans une cornue tubulée garnie de l'appareil distillatoire ordinaire: du reste on conduit la distillation à la manière accoutumée.

Il est bien certain que l'éther que l'on obtient par ce procédé, a beaucoup d'analogie avec l'éther sulfurique.

(IIIe. Procédé, indiqué par *Woulf.*)

Woulf a indiqué un procédé qui n'a pas été adopté à cause de la difficulté de son appareil, et des dangers que l'on court de voir briser les vaisseaux par l'expansion des vapeurs qui se dégagent avec une telle rapidité qu'elles parcourent l'espace de l'appareil avec beaucoup de véhémence.

On prend un ballon de verre d'une capacité d'environ dix litres, et dont le col s'élève à la hauteur de trois mètres: on pose ce ballon sur un trépied assez élevé pour poser, par dessous, un réchaud de feu; on ajuste à l'extrémité du col un chapiteau tubulé garni d'un bouchon de cristal, et on adapte au bec du chapiteau un tuyau de verre de deux à trois mètres environ: ce tuyau est reçu dans un ballon à trois tubulures; celle du fond est reçue dans un flacon qui sert de récipient; celle qui est latérale communique à l'appareil de Woulf.

Lorsque tout cet appareil est monté, on verse par la tubulure du chapiteau 5 hectogrammes d'alcool

Digitized by Google

et autant d'acide nitreux fumant, à plusieurs reprises; on procède à la distillation et ensuite à la rectification, comme nous l'avons dit plus haut.

(IVe. Procédé, indiqué par *Bogues*, en 1773, et pratiqué par feu *Mitouard*, dès 1770.)

Les proportions d'alcool et d'acide nitreux fumant sont les mêmes que dans le procédé ci-dessus; mais avec cette différence que l'acide nitrique est affaibli avec de l'eau de manière à ne présenter que 24 degrés au pèse-acide de *Baumé*. On introduit ces deux liqueurs alternativement dans une cornue d'une grande capacité, en les versant à diverses reprises par la tubulure : on a auparavant adapté à la cornue un ballon de douze litres pour servir de récipient : on ajuste deux tuyaux de plume à la jonction des luts, pour donner passage au gaz élastique qui se dégage pendant l'opération. Alors on procède à la distillation par un feu très-ménagé, et on obtient par ce moyen environ 192 grammes (℥ vj) d'éther que l'on rectifie pour l'avoir très-pur.

(V^e. Procédé, indiqué par *Chaptal.*)

On prend parties égales en poids d'alcool et d'acide nitrique, l'un et l'autre à 35 degrés, on en fait le mélange dans une cornue tubulée que l'on place sur un bain de sable : on y adapte deux récipients à la suite l'un de l'autre : le premier plonge dans une terrine ou un baquet plein d'eau, dans laquelle on mêle de la glace : le second est entouré d'un linge mouillé, et on adapte à sa tubulure un siphon qui plonge dans l'eau. Lorsque la chaleur a pénétré le mélange, il se dégage beaucoup de vapeurs qui se condensent en stries sur les parois du vase dont on rafraîchit sans relâche l'extérieur : on retire environ le quart du mélange employé, d'éther nitrique, que l'on rectifie sur de la potasse pour l'avoir très-pur.

Digitized by Google

(VIe. Procédé, indiqué par *Velter*.)

Ce procédé est celui que l'on suit le plus habituellement dans les laboratoires de pharmacie. Il est beaucoup plus commode et plus facile que ce dernier. Voici en quoi il consiste.

On prend une cornue tubulée d'une grande capacité; on la pose sur un bain de sable; on y adapte une allonge, et à celle-ci un grand ballon à trois tubulures. On ajuste un flacon qui plonge dans un bain de glace, à la tubulure inférieure, et des tubes recourbés à celle qui est latérale et diamétralement opposée au bec de la cornue. On joint à cet appareil les flacons de *Woulf*; lorsque toutes les jointures sont lutées, et que le lut est bien sec, on bouche la tubulure de la cornue avec un bouchon de liége percé de deux trous avec une queue de rat. On introduit dans chacun de ces trous un tube de verre à double courbure et dont l'extrémité supérieure, perpendiculaire à l'horizon, est terminée par un prolongement évasé qui figure un entonnoir. Alors on applique le feu sous le bain de sable pour échauffer légèrement la cornue. Toutes ces dispositions étant faites, on verse, par petites parties, de l'alcool et de l'acide nitrique à 36 degrés, le premier dans un des tubes et le second dans l'autre, dans le même instant, afin que les deux fluides se rencontrent dans la capacité intérieure de la cornue. Cette rencontre et la chaleur de la cornue donnent lieu à un dégagement de vapeurs très-expansives, et à la formation de l'éther nitrique qui se condense sous forme de stries dans le ballon, et va se rendre dans le flacon qui plonge dans le bain de glace.

On verse parties égales en poids d'alcool et d'acide nitrique, dans les quantités relatives à la capacité de la cornue, et à celle d'éther que l'on désire obtenir. On prolonge la distillation jusqu'à ce qu'on ait obtenu les deux tiers du mélange; ensuite on procède à la rectification sur de la potasse, pour neutraliser l'acide qui est uni à l'éther.

Digitized by Google

Le citoyen Déyeux a publié un excellent Mémoire sur l'examen de l'éther nitrique (1) : il pense que la grande volatilité de cet éther est due au gaz nitreux qu'il contient, et qui tend à s'en exhaler sans cesse ; que ce gaz en s'échappant entraîne avec lui une certaine quantité d'éther nitrique ; en sorte que si on plonge une bougie allumée dans ce gaz, on a une flamme semblable à celle qui résulte de la combustion de l'éther nitrique. Cette flamme qui procède de la combustion de l'éther nitrique, est plus brillante, et répand une fumée plus épaisse que celle de l'éther sulfurique.

L'éther nitrique laisse après sa combustion un charbon un peu plus abondant que l'éther sulfurique. Le gaz nitreux qu'il contient ne lui est pas essentiel : lorsqu'il en est privé, il peut se conserver comme les autres éthers, sans briser les vaisseaux qui le renferment.

Cet éther est habituellement d'une couleur jaune. Le citoyen *Déyeux* a cherché à la lui enlever, et le procédé suivant lui a parfaitement réussi.

On distille sur une partie de sucre quatre parties d'éther nitrique. Cette rectification se fait sans presque dégagement d'air : l'éther que l'on obtient est très-odorant et moins coloré. Une seconde distillation, sur du sucre, le rend plus incolore ; mais on observe que l'éther se décompose à chaque rectification : le sucre reste fondu et jaune : on trouve à sa surface une huile colorée, d'une saveur âcre, d'une odeur très - pénétrante, très - combustible, tachant les étoffes, dissoluble dans les huiles, l'alcool et l'éther sulfurique, formant un savon avec les alcalis. Le citoyen *Déyeux* la reconnaît pour une véritable huile douce de vin, et il conclut que cette huile est la cause de la coloration de l'éther nitrique.

Le résidu qui reste dans la cornue après la distillation du mélange de l'alcool avec l'acide nitrique,

(1) Journal de Pharmacie, page 9.

Digitized by Google

pour préparer l'éther de ce nom, étant évaporé, donne au bout d'un certain temps des cristaux salins, connus sous le nom de cristaux d'*Hyœrne*, que l'on a reconnu ensuite pour être de l'acide oxalique.

L'éther nitrique est *sui generis*, quoiqu'ayant quelque analogie avec l'éther sulfurique; mais il en diffère par l'odeur qui approche de celle d'une pomme de rainette, par sa combustibilité qui est plus brillante et plus rapide, qui répand une fumée plus épaisse, et laisse un charbon plus abondant, par ses degrés de légèreté, qui sont de dix à douze degrés moindres, et par quelques unes de ses propriétés physiques et chimiques.

L'éther nitrique n'est pas employé en médecine; mais il sert dans les arts : il dissout le cahoutchouc, ou gomme élastique; il enlève l'or de sa dissolution métallique, comme l'éther sulfurique. Il paraît qu'il dissout mieux le phosphore que l'éther sulfurique.

Remarques.

L'éthérisation de l'alcool par l'acide nitrique ne s'opère pas de la même manière que par l'acide sulfurique; aussi la théorie chimique n'est-elle pas la même.

En décrivant les divers procédés de l'éther nitrique, notre intention était de faire connaître la puissance qu'exerçoit l'acide nitrique sur l'alcool, et *vice versâ*.

Il paraît bien constant qu'il s'opère une réaction réciproque entre les principes qui constituent l'alcool et ceux de l'acide nitrique. L'on ne peut pas dire que l'acide nitrique décompose l'alcool, en s'emparant d'une portion de l'eau principe de ce dernier, puisque l'acide nitrique, affaibli d'avance par l'eau, devient plus habile à produire de l'éther nitrique, comme on a pu le remarquer dans le quatrième procédé. Mais si l'on fait attention aux phénomènes qui se passent lors du mélange de l'alcool et de l'acide nitrique, l'un et l'autre à 36 degrés, on re-

Digitized by Google

marque que ces deux liqueurs se mêlent avec tant de violence et de promptitude, qu'en un instant tout s'échauffe presque jusqu'à l'inflammation; il se dégage des vapeurs qui occupent un espace considérable, et remplissent les vaisseaux, avec une telle élasticité, que ceux-ci se brisent avec une explosion épouvantable. Cette émission de calorique, ce dégagement de vapeurs, ne sont pas seulement dûs à l'inégalité dans les températures des deux fluides qui tendent à se mettre en équilibre; il y a dans cette circonstance une combustion violente de l'hydrogène de l'alcool par l'oxigène de l'acide nitrique, et tout se consumerait sans formation d'éther, si on ne prenait la précaution d'opérer le mélange par petites parties, dans un bain d'eau fraîche, et même de glace, ou bien dans de si petites proportions à la fois, que l'émission de calorique ne soit pas assez considérable pour déterminer une combustion réelle.

L'acide nitrique cède bien certainement de son oxigène à l'alcool, puisque dès le moment du contact entre ces deux liquides il y a formation de gaz nitreux.

L'observation du citoyen Déyeux, relative à l'existence de l'huile douce du vin qui colore l'éther nitrique; la conversion de l'alcool en éther en aussi grande proportion, par comparaison à celle qui est produite par l'acide sulfurique;

La pesanteur spécifique de l'éther nitrique, comparée à celle de l'éther sulfurique, qui offre une différence de 14 degrés de légèreté, qu'a de plus l'éther sulfurique;

La combustibilité de l'éther nitrique qui est infiniment plus brillante et plus rapide que celle de l'éther sulfurique;

La fumée épaisse que produit cet éther pendant sa combustion;

Le résidu charboneux qu'il laisse après sa combustion;

Toutes ces considérations prouvent évidemment

Digitized by Google

que l'éthérisation de l'alcool par l'acide nitrique n'a rien de semblable à celle qui est opérée par l'acide sulfurique.

Elles prouvent que l'éther nitrique a une très-grande analogie avec les huiles éthérées, et elles tendent à démontrer la solution du problème de la fabrication des huiles par l'art chimique, en faisant rencontrer l'hydrogène et le carbone avec l'oxigène.

Enfin elles autorisent à regarder l'éther nitrique comme un produit qui participe de la combinaison de plus d'hydrogène, moins de carbone, suffisamment d'oxigène, pour en former une huile très-éthérée, ou légère, dont les molécules sont soulevées par du gaz nitreux.

Ether muriatique, ou marin.

L'acide muriatique ordinaire, c'est-à-dire qui ne contient point de gaz oxigène en excès, uni à l'alcool et distillé à la cornue, ne produit point d'éther. Le même acide, au contraire, suroxigéné, uni à l'alcool, et distillé, produit de l'éther. Ce phénomène chimique, bien digne de remarque sans doute, doit contribuer pour beaucoup à fixer l'opinion des pharmaciens chimistes sur l'éthérisation de l'alcool par cet acide, et sur la nature de l'éther qu'il produit.

Mais avant de nous expliquer sur la formation de cet éther, faisons connaître les divers procédés à l'aide desquels on parvient à l'obtenir.

En remontant à l'origine de la fabrication de l'éther muriatique, nommé *marin* dans l'ancienne école, nous remarquons que des chimistes allemands avaient tenté cette opération, en unissant l'alcool avec de l'acide muriatique combiné avec quelques substances métalliques. M. *Courtanvaux*, et après lui, *Klaproth*, ont obtenu de l'éther muriatique, en distillant parties égales en poids d'alcool à 37 degrés, et de muriate suroxigéné d'étain, autrement liqueur fumante de Libavius.

Digitized by Google

Laplanche, pharmacien, a proposé un mélange à parties égales d'acide sulfurique et d'alcool, versé sur du muriate de soude décrépité.

Pelletier, aussi pharmacien, a indiqué un procédé qui consiste dans un mélange de 8 parties d'oxide de manganèse, 24 parties de muriate de soude, 12 parties d'acide sulfurique, et 8 d'alcool.

Le citoyen *Berthollet* a obtenu de l'éther muriatique, en distillant à une température très-douce, de l'alcool saturé de gaz acide muriatique oxigéné.

On obtient encore la même liqueur éthérée, en distillant un mélange à parties égales d'alcool à 37 degrés, et d'acide muriatique très-concentré, sur de l'oxide de manganèse.

De tous les procédés que nous venons de citer, il faut retrancher ceux où l'acide sulfurique entre pour quelque chose, par la raison que l'éther que l'on en obtient peut être soupçonné mixte; c'est-à-dire appartenir en même tems à l'action de l'acide sulfurique, et à celle de l'acide muriatique qui s'est suroxigéné d'une manière quelconque sur l'alcool.

Mais l'éther muriatique obtenu, soit par le muriate suroxigéné d'étain, soit par l'acide muriatique suroxigéné par l'oxide de manganèse, l'un et l'autre unis à l'alcool, est bien directement formé par l'action de l'acide muriatique suroxigéné sur l'alcool, et il est possible d'expliquer le mécanisme de cette action.

Reprenons l'opération de l'éther muriatique par l'intermède du muriate suroxigéné d'étain, et suivons exactement tous les phénomènes qui se passent pendant l'éthérisation de l'alcool.

℥ muriate suroxigéné d'étain.

Alcool à 37 degrés, de chaque parties égales en poids.

On met l'alcool dans une cornue tubulée, on verse par dessus peu à peu le muriate suroxigéné d'étain, après avoir monté l'appareil distillatoire, comme

Digitized by Google

nous l'avons indiqué pour l'éther nitrique par le procédé de *Velter* : ensuite on procède à la distillation, par le moyen d'un feu très-doux.

On obtient une liqueur éthérée qui a besoin d'être rectifiée sur de la potasse caustique.

Remarques.

Au moment du mélange du muriate suroxigéné d'étain sur l'alcool, il y a émission de calorique, il s'excite un mouvement tumultueux dans l'intérieur de la cornue; il s'élève des vapeurs blanches très-expansives qui remplissent le ballon et vont se rendre dans les flacons de *Woulf*. On doit avoir l'attention de tenir des linges mouillés sur les parois extérieures du ballon. A mesure que l'éther s'élève et passe dans le récipient, on remarque que l'étain se précipite au fond de la cornue sous l'état d'oxide. Cette précipitation annonce clairement que l'acide muriatique, en se séparant du gaz oxigène qui le suroxigénait, perd la faculté de tenir l'étain en dissolution. Ce gaz oxigène se combine avec l'hydrogène et le carbone de l'alcool, et en forme une espèce d'huile qui est très-éthérée, par la raison qu'elle est composée de beaucoup d'hydrogène et moins de carbone. Mais cette huile éthérée, ou si l'on veut cet éther muriatique est uni à un peu d'acide muriatique qui distille en même tems, et dont on le débarrasse par la rectification sur de la potasse caustique.

Ce qui reste dans la cornue, après la première distillation, est une masse résiniforme, brune et transparente, que les anciens chimistes ont nommée *acide du sel vineux*, et qui n'est réellement que de l'acide muriatique uni à de l'hydrogène et du carbone de l'alcool. Cette matière attire l'humidité, et devient poisseuse : si on l'étend dans de l'eau, elle s'y dissout sans en troubler la transparence, et elle laisse déposer l'oxide d'étain qui est insoluble.

L'acide muriatique ne paraît pas avoir été décomposé dans cette opération, du moins en totalité : si on

combine

Digitized by Google

combine le résidu de la distillation avec de la soude, on obtient du muriate de soude.

L'éther muriatique est transparent, très-volatil, d'une odeur qui approche de celle du citron, d'une saveur styptique; ses degrés de légèreté sont moindres que ceux de l'éther sulfurique, et à peu près analogues à ceux de l'éther nitrique : il brûle avec une flamme blanche, et il exhale en brûlant une odeur vive piquante qui ressemble beaucoup à celle du gaz acide muriatique oxigéné.

Si nous récapitulons les divers phénomènes qui accompagnent l'éthérisation de l'alcool par l'acide muriatique, nous appercevons bien distinctement que cet acide dans son état ordinaire n'a aucune action sur les principes de l'alcool; qu'il n'en résulte que de l'acide muriatique dulcifié, ou de l'alcool acide muriatique; tandis que ce même acide suroxigéné, traité avec l'alcool, donne naissance à un produit éthéré. C'est donc à l'oxigène que l'on doit la formation de l'éther muriatique, comme il est arrivé à l'égard de la formation de l'éther nitrique. D'après cela peut-on regarder ces derniers éthers comme identiques avec l'éther sulfurique?

M. Trommsdorff dit avoir décomposé l'éther muriatique pesant, c'est-à-dire avant sa rectification, et annonce qu'il l'a trouvé composé d'acide muriatique, d'hydrogène et de carbone. Il est bien certain que dans le moment de l'éthérisation de l'alcool, il s'élève en même tems de l'acide muriatique; mais nous sommes autorisés à penser que ce que l'on nomme éther muriatique est une véritable huile éthérée. Au reste, il a beaucoup d'analogie avec les huiles volatiles, et il se comporte comme ces dernières à l'égard de la dissolution d'or que l'on enlève à l'acide nitro-muriatique.

L'éther muriatique n'est pas d'usage en médecine; il peut être employé utilement dans les arts.

Digitized by Google

De l'Ether acétique.

L'éther acétique est encore un produit de l'éthérisation de l'alcool par l'intermède de l'acide acétique concentré, connu sous le nom de vinaigre radical.

Les chimistes ont pensé jusqu'ici que ce produit éthéré était le résultat de la décomposition de l'alcool par l'acide acétique : ne serait-on pas plus fondé à dire que l'éther acétique est un produit de la décomposition de l'acide acétique par l'alcool ? c'est ce qu'il importe d'examiner avec quelque attention : mais voyons d'abord les procédés dont on fait usage dans les laboratoires de pharmacie pour obtenir cet éther, et nous tâcherons après d'expliquer les phénomènes de cette sorte d'éthérisation.

Le citoyen *Pelletier* est de tous les chimistes qui ont indiqué la manière de faire l'éther acétique, celui qui a fait connaître le procédé le plus exact : en effet, il n'emploie que de l'acide acétique et de l'alcool.

2/ acide acétique radical à 5 degrés au dessous de °. . . . . } de chaque
alcool à 38 degrés au dessus de ° (1). . . . . } 1 kilogram.

On introduit l'alcool dans une cornue, on verse par dessus l'acide acétique à diverses reprises, en agitant la cornue : il s'opère un dégagement de calorique assez considérable. Lorsque le mélange est fait, on pose la cornue sur un bain de sable légèrement échauffé ; on adapte à ce vase une allonge et un ballon d'une grande capacité ; on fait plonger le ballon dans de l'eau ; on lute exactement les jointures, et on procède à la distillation. On pousse celle-ci jusqu'à ce que la matière qui reste dans la cornue ait acquis une consistance demi-fluide, et une couleur brune.

Ce premier produit n'est pas encore de l'éther ; c'est un mélange d'acide acétique et d'alcool qui a prouvé un commencement d'éthérisation. Le citoyen *Pelle-*

(1) Le citoyen *Pelletier* indique 40, mais cela tient à l'aréomètre.

Digitized by Google

Lier recommande de distiller trois fois cette liqueur sur son résidu : le produit de la troisième distillation, égal à la quantité d'alcool employé, lui a offert 32 degrés de légèreté à l'aréomètre de *Baumé*. Il est bon d'observer que le premier mélange de l'acide et de l'alcool marquait 22 degrés.

On rectifie ce troisième produit distillé pour lui faire acquérir les propriétés qui caractérisent l'éther. Pour cela, on met de la potasse carbonatée dans un flacon, la quantité de 128 grammes (℥ iv), on verse l'éther par dessus, pour le débarrasser de l'acide surabondant qu'il peut contenir : on laisse reposer, on décante, et on distille de nouveau, à une température très-douce, et on obtient 5 hectogrammes d'une liqueur très-transparente qui jouit des qualités essentielles à un bon éther acétique.

Cet éther marque 36 degrés à l'aréomètre de *Baumé*. La différence sensible que l'on remarque dans les degrés de légèreté de l'éther acétique comparée à celle de l'éther sulfurique, prouve évidemment que les espèces d'éther ne sont pas identiques, et confirme les observations que j'ai faites en parlant de l'éther nitrique et de l'éther muriatique.

Le citoyen *Pelletier* a parfaitement bien saisi cette différence dans son excellent Mémoire qui est imprimé dans le Recueil périodique de Médecine, tome XI, page 297. Il a porté plus loin ses recherches : après avoir obtenu l'éther acétique par la rectification, il a prolongé la distillation, et il a obtenu de l'alcool aromatique qui a repris ses véritables degrés de légèreté, c'est-à-dire de 38 à 39 degrés. Les produits suivants ont augmenté de pesanteur spécifique, comme dans toutes les rectifications des liqueurs alcooliques.

Le même pharmacien chimiste a traité l'éther acétique, qu'il avait obtenu par son procédé, avec un poids égal d'acide sulfurique concentré, et il a remarqué que le résidu charboneux était plus pesant que celui qui résultait d'une pareille quantité d'alcool

Digitized by Google

traité par le même acide : d'où il a conclu que l'éther acétique participait d'une portion du carbone de l'acide même qui contribue à sa formation. C'est ici le moment d'examiner les phénomènes qui se passent dans cette opération.

Remarques.

La première considération, à l'égard de cet éther, se rapporte à la qualité de l'alcool et de l'acide que l'on emploie. Si l'alcool n'est pas le plus déphlegmé possible, c'est-à-dire de 38 à 40 degrés, et si l'acide acétique n'est pas de 5 degrés à l'aréomètre de Baumé, ou de 15 degrés au dessous de _ à son oïnomètre, on n'obtient pas un éther qui présente les mêmes degrés de légèreté.

Dans le même moment que le citoyen *Pelletier* s'occupait de l'examen de l'éther acétique, et de la rédaction de son excellent Mémoire, je faisais dans mon laboratoire les mêmes expériences. L'union intime qui existe entre ce savant et moi, me donna occasion de conférer avec lui sur ce sujet; je lui fis part de mon travail, de son résultat, et des observations que j'avais faites, et je vis avec plaisir que nos remarques étaient absolument les mêmes, parce que nous avions obtenu chacun de notre côté les mêmes produits. Nous ne tenons pas entre nous à la gloire de la priorité; nous tenons bien davantage à l'avancement de l'art et de la science; ce chimiste a publié ses observations, voici celles qui me sont particulières.

L'éther acétique que l'on prépare avec l'alcool qui n'est qu'à 36 degrés non seulement n'offre que 30 à 31 degrés de légèreté, mais il est bien plus soluble dans l'eau, en sorte que les quatre septièmes de son volume s'unissent à ce liquide et disparaissent, tandis que, lorsque l'on a employé de l'alcool de 38 à 40 degrés, l'éther qui est produit ne perd dans l'eau que les trois septièmes de son volume, et laisse apercevoir les quatre septièmes qui surnagent.

Digitized by Google

Une seconde observation m'a fait reconnaître que l'éthérisation de l'alcool est encore presque nulle à la première distillation de son mélange avec l'acide acétique; que cet éthérisation est imparfaite à la seconde distillation du premier produit distillé de nouveau sur son résidu; qu'il y a de grandes variations dans les degrés de légèreté de ces deux produits, puisque le premier ne marque que 32 à 33 degrés à l'aréomètre, et que le second marque de 33 à 34 degrés; enfin que ce n'est qu'à la troisième distillation que l'éthérisation paraît complette; mais ce troisième produit est uni à de l'acide acétique, dont on est obligé de le séparer par une nouvelle rectification sur de la potasse carbonatée.

Cet éther acétique rectifié, qui présente de deux à quatre degrés de légèreté de moins que l'alcool employé, ne peut donc pas être comparé à l'éther sulfurique qui a gagné aux environs de 14 degrés de légèreté, comparativement à ceux qui appartiennent à l'alcool. Comment se fait-il que l'éther acétique ait plus de pesanteur spécifique que l'alcool, si ce n'est parce que celui-ci, pour être amené à l'état éthéré, aura été combiné avec un principe qui lui manquait, au lieu d'avoir cédé un de ses propres principes, comme il arrive dans son éthérisation par l'acide sulfurique?

Il paraît constant que l'acide acétique fournit à l'alcool, à l'aide des distillations réitérées, une portion de son carbone et de son oxigène, et que ce dernier se combine avec l'hydrogène et le carbone de l'alcool lui-même, dans les proportions propres à le convertir en une espèce d'huile très-éthérée. Au reste, ce qui tend à confirmer cette opinion, c'est que l'éther acétique le plus rectifié a une odeur extrêmement douce et agréable, qui a quelque rapport à celle du vinaigre.

L'éther acétique ne rougit ni ne verdit les teintures bleues végétales; on remarque au contraire qu'il fonce plutôt la couleur du papier teint en tournesol

Digitized by Google

(licheno) : il s'évapore à l'air libre, sans laisser de trace d'humidité ; et il adoucit la peau après son évaporation.

Sa combustion est plus lente, sa flamme est moins vive que celle des autres éthers, et moins blanche : si on suffoque sa flamme avant sa totale combustion, alors on reconnaît, dans ce qui reste, la présence de l'acide acétique, tant à l'odorat qu'à l'essai du papier réactif. Cette formation d'acide acétique démontre que l'éther de ce nom est le produit de la combinaison de l'hydrogène, du carbone, et moins d'oxigène ; et que par le fait de la combinaison, il y a fixation de la base du gaz oxigène qui donne naissance à l'acétification.

Je me fais un plaisir, en même tems qu'un devoir, de rendre hommage au citoyen *Lartigue*, pharmacien à Bordeaux, qui a réfuté, avec autant de modestie que de talent, l'assertion hasardée du citoyen *Pérès*, médecin du Val-de-Grace. Ce médecin niait l'existence possible de l'éther acétique. Le citoyen *Lartigue*, à qui la science et l'art doivent beaucoup de procédés perfectionnés et d'observations importantes, a répondu par des faits, et un savant Mémoire à l'appui, qui a été consigné dans le journal des pharmaciens, page 348. Si ce pharmacien lit un jour cet article de l'éther acétique, il reconnaîtra par les nouvelles expériences du frère du célèbre *Pelletier*, son ancien maître, et par celles que j'ai faites postérieurement, qu'il était dans les véritables principes.

Depuis que l'éther acétique est devenu d'un usage assez important dans l'art de guérir, les pharmaciens se sont occupés de la recherche des moyens propres à l'obtenir en très-grand, et par un procédé un peu moins dispendieux que celui qui vient d'être indiqué.

Le citoyen *Durozier*, pharmacien de Paris, prépare dans son laboratoire l'éther acétique, en décomposant l'acétite de cuivre, par l'intermède de l'acide sulfurique mêlé avec l'alcool : il fait un mélange d'un kilogramme (℔ij) d'acide sulfurique

Digitized by Google

concentré, et d'un poids égal d'alcool à 37 degrés : il monte l'appareil distillatoire, comme nous l'avons décrit pour l'opération de l'éther par le procédé de *Pelletier* : il introduit dans la cornue 2 kilogram. d'acétite de cuivre en poudre : il verse par la tubulure, peu à peu, le mélange d'acide sulfurique et d'alcool; et il conduit son opération jusqu'à ce qu'il ait obtenu les quatre cinquièmes de l'alcool qu'il a employé; ensuite il rectifie ce premier produit sur de la potasse carbonatée.

Laplanche et *Martin* substituaient l'acétite de plomb à l'acétite de cuivre : les proportions de chaque substance étaient les mêmes. J'ai répété ce procédé avec le citoyen Martin fils, mon jeune confrère, et nous avons obtenu, après une seconde rectification, un éther acétique extrêmement suave, et qui jouissait de toutes les propriétés de l'éther acétique opéré directement avec l'acide acétique.

Il faut remarquer que l'acide sulfurique ne se comporte pas dans cette circonstance autrement que dans les éthers nitrique et muriatique, opérés par son intermède avec le nitrate de potasse et le muriate de soude; l'acide acétique est dégagé de ses bases, et celles-ci se combinent aussitôt avec l'acide sulfurique.

J'ai remarqué que, lorsque l'on fractionnait les premiers produits, l'éther qui passait ensuite dans les récipients était tel qu'il aurait été si on eût opéré sans l'intermède de l'acide sulfurique. Lorsqu'on emploie l'acide acétique et l'alcool directement, on obtient un plus grand volume d'éther, parce qu'il paraît que cet acide contient lui-même de l'alcool dans l'état voisin de l'éthérisation.

M. de Lauragais est le premier qui a annoncé l'éther acétique sous le nom d'éther acéteux. *B. Pelletier* est celui qui l'a fait connaître le premier de manière à ne plus permettre de doute sur son existence; le frère de *Pelletier*, *Sédillot* jeune, *Lartigue*, qui composent la même famille, ont publié le procédé pour le faire, avec des observations qui le distinguent

Digitized by Google

parfaitement bien des autres éthers : et c'est à *Sédillot*, jeune médecin et chirurgien, que la médecine est redevable de la connaissance des bons effets de cet éther employé intérieurement et extérieurement.

Ce fut en 1784 que cet habile praticien commença ses essais sur l'éther acétique. Il l'employa alors, et il l'emploie constamment avec succès, dans les affections spasmodiques de l'estomac, les indigestions, l'ivresse même, les coliques hépatiques, et intestinales : cet éther calme avec plus de promptitude que l'opium, et ne suspend pas, comme ce dernier, les évacuations alvines. La dose peut être portée jusqu'à 30 gouttes.

Employé en frictions, il est promptement et puissamment résolutif sans augmenter l'érétisme ; il dissipe la douleur des rhumatismes comme par enchantement. *Voy.* le Mémoire de *Sédillot* jeune, p. 285, volume II du *Recueil périodique de Médecine.*

Ether phosphorique.

D'après les premiers essais du citoyen *Boudet*, fils aîné, pharmacien de Paris, il paraîtrait que l'acide phosphorique serait habile à éthériser l'alcool comme les acides dont il a été fait mention ci-dessus.

(Procédé.)

℔ acide phosphorique pur } de chaque parties
alcool à 38 degrés. . . . } égales.

Le citoyen Boudet a opéré le mélange dans un mortier de porcelaine, et il a remarqué une émission de calorique dont la température s'était élevée à 14 degrés. On introduit ce mélange dans une cornue, ensuite on procède à la distillation au bain de sable, avec l'appareil de Woulf.

Le premier produit qui distille est de l'alcool incolore. Le second produit, pareillement incolore, a une odeur qui diffère de celle du premier. La matière qui est dans la cornue prend une teinte brune qui se fonce en couleur à mesure que la distillation avance.

Digitized by Google

Lorsque la matière qui est dans la cornue a une certaine spissitude, on change de récipient. En continuant la distillation avec soin, on obtient,

1°. Une liqueur acide légèrement colorée, d'une odeur désagréable.

2°. Une huile légèrement ambrée, qui devient successivement plus foncée et qui surnage l'acide. Il se dégage en même tems du gaz acide carboneux ou gaz oxide de carbone qui va se rendre sous la cloche hydro-pneumatique.

Si l'on augmente le feu, on obtient une huile épaisse d'un brun noir, et il se sublime à la cornue une matière fuligineuse sous forme de globules qui écrasés présentent une sorte de *facies* métallique. Ce qui reste dans la cornue est une matière blanche, opaque, un peu salie par du carbone et dans l'état demi-vitreux; c'est de l'acide phosphorique.

En examinant les premiers produits, on remarque que le premier produit n'est que de l'alcool; que le second, qui a une odeur d'ail, est de l'alcool éthérisé uni à de l'acide sulfurique.

On rectifie ce produit sur de la magnésie, et on obtient une liqueur éthérée.

Cet éther brûle avec rapidité, sans que la flamme soit accompagnée de fumée: il surnage l'eau, et s'y dissout en partie; son odeur est analogue à celle de l'éther sulfurique. Il dissout les huiles volatiles, le phosphore.

Sa pesanteur spécifique, comparée à celle de l'alcool, est de 94 à 100; à l'eau distillée, de 41 à 88; à l'éther sulfurique, de 213 à 241 (1).

Si ce procédé qui appartient au citoyen Boudet donne effectivement de l'éther phosphorique, il s'agira alors d'en faire l'application à la médecine.

---

(1) Je n'ai point répété ces expériences. J'invite les pharmaciens à examiner de près cette espèce d'éther par des essais nouveaux.

Digitized by Google

CHAPITRE IX.

Action des acides sur les huiles.

Après avoir fait connaître l'action qu'exercent quelques uns des acides sur l'alcool, on a pu remarquer que les produits qui en résultaient, quoiqu'offrant quelque analogie, n'étaient pas précisément identiques. C'est en prolongeant nos expériences, en les multipliant et diversifiant, que nous acquerrons des connaissances plus immédiates sur la nature des substances dont nous sommes jaloux de bien constater les propriétés physiques et chimiques.

Si les acides minéraux exercent quelqu'action sur les huiles, on est bien fondé à dire que, de leur côté, les huiles exercent une action bien prononcée sur les acides; mais avec des modifications de part et d'autre qui offrent des résultats qui ne sont pas à beaucoup près les mêmes.

Les acides végétaux s'unissent aux huiles sans éprouver d'altération bien sensible; mais celles-ci au contraire marchent plus rapidement vers la rancidité, lorsqu'elles sont unies aux acides de cet ordre: et si ces acides sont combinés avec des bases métalliques, comme dans le beurre de saturne, alors elles acquièrent de la consistance, et elles parviennent à l'état de savon acide.

Les acides minéraux ont de l'action sur les huiles fixes et volatiles, présentent des phénomènes particuliers, et offrent des produits qui ne sont pas uniformes.

L'acide sulfurique concentré agit avec beaucoup de force sur toutes les huiles et les matières huileuses demi-consistantes et concrètes; il s'échauffe et bouillonne avec elles; ou, pour parler plus régulièrement, il donne lieu à une émission de calorique assez

Digitized by Google

considérable : pendant l'effet de la réaction réciproque qui s'exerce entre ces huiles et l'acide, il s'élève des vapeurs d'une odeur mixte d'empyreume et d'acide sulfureux volatil ; l'huile devient brune, noirâtre, et acquiert un grand degré d'épaississement.

Ce phénomène n'est bien connu que depuis la doctrine pneumato-chimique. L'acide sulfurique réagit sur le corps huileux, et attaque immédiatement son carbone; celui-ci, de son côté, décompose l'acide sulfurique en s'emparant de son oxigène; et, rompant l'équilibre dans son point de saturation avec la base soufre, donne naissance à la formation de l'acide sulfureux.

Dans cette union de l'acide sulfurique concentré avec les huiles fixes il se passe des phénomènes vraiment curieux : il en résulte un dégagement d'acide sulfureux, d'hydrogène carboné, formation d'acide acéteux, et émission de calorique telle que le mélange est tout près de s'enflammer.

L'acide nitrique uni aux huiles fixes leur donne de la consistance, et forme avec elles des espèces d'adipocires, en leur cédant de son oxigène.

L'inflammation des huiles fixes par l'acide nitrique n'est plus un problème à résoudre, depuis les belles expériences de *Rouelle*, en suivant le procédé indiqué par *Hoffman*, et *Geoffroi*; celles de ces huiles que l'acide nitrique seul ne peut parvenir à enflammer deviennent facilement inflammables, pour peu qu'on ajoute d'acide sulfurique concentré au mélange de parties égales d'acide nitrique et d'huile. Le succès de cette opération consiste dans l'attention que l'on prend de verser sur l'huile, de l'acide nitrique d'une concentration telle qu'une fiole qui contient 32 grammes d'eau, contienne 50 grammes 4 décigrammes (℥ j ß ℈ ij) de cet acide. On verse l'acide peu à peu sur l'huile, et toujours sur la surface qu'il a épaissie; alors l'addition d'un peu d'acide sulfuri-

Digitized by Google

que concentré détermine une émission de calorique assez élevée pour remplir la fonction de l'étincelle électrique.

L'acide nitrique versé seul sur une huile volatile suffit pour en déterminer l'inflammation subite : mais il est nécessaire de remarquer que, si cette huile est très-légère ou éthérée, telle que l'huile de térébenthine rectifiée, l'inflammation n'a pas lieu, à moins qu'on ajoute un peu d'acide sulfurique : si au contraire cette huile est un peu épaisse, c'est-à-dire résinifiée ou oxigénée, l'inflammation se manifeste presque aussitôt que le mélange des deux fluides est opéré.

Cette remarque explique naturellement le phénomène de toutes les espèces de combustion; elle sert à démontrer que la combustion avec flamme ne peut avoir lieu, si le corps combustible n'est déjà lui-même dans un premier degré d'oxigénation.

Cette expérience de l'inflammation subite des huiles par l'acide nitrique a été long-tems offerte en spectacle aux étudians et aux amateurs, dans les cours de chimie : dans les premiers tems on n'a vu dans cette combustion éclatante qu'un de ces phénomènes surprenans dont on ne pouvait pas soupçonner la cause; mais aujourd'hui celle-ci n'est plus un secret pour le physicien chimiste; et la connaissance qu'on en a acquise a conduit à de nouvelles découvertes qui peuvent devenir d'une importance majeure pour la science. Le citoyen *Robert*, pharmacien en chef de l'hospice d'Humanité à Rouen, nous a adressé un Mémoire sur l'inflammation des corps combustibles mélangés avec le muriate suroxigéné de potasse par le contact de l'acide sulfurique, qui a donné lieu à un très-bon rapport et à de superbes expériences, par Charles-Louis Cadet et Boullay, dont je rendrai compte à l'article du muriate suroxigéné de potasse.

L'acide muriatique le plus concentré, mais qui n'est pas suroxigéné, n'a que très-peu d'action sur les huiles fixes et volatiles. Il n'en résulte aucun effet qui soit digne de remarque. Cette presque nullité

Digitized by Google

d'action prouve que le radical de l'acide muriatique ne cède pas aisément son principe acidifiant.

Remarques.

Ce chapitre n'offre aucun procédé qui ait quelque rapport à l'art pharmaceuto-chimique; mais il présente un grand intérêt à l'étudiant ou à l'amateur qui désire acquérir quelques connaissances sur les phénomènes de la combustion.

CHAPITRE X.

Des bases salifiables combinées avec les divers acides ou des sels neutres.

Nous avons fait connaître les caractères principaux qui distinguent les bases salifiables des acides; nous allons examiner actuellement la nature des produits qui résultent de la combinaison entre ces deux ordres de corps.

Ces produits sont généralement compris sous le nom de *sels, ou substances salines.*

On donne le nom de sels à toutes substances qui participent de l'union d'une base salifiable avec un acide. De cette union, il résulte une combinaison telle que chacun des deux corps a totalement perdu ses propriétés primitives, pour en présenter une qui est parfaitement nouvelle.

Les caractères qui distinguent les sels, sont une sapidité plus ou moins marquée, une plus ou moins grande solubilité dans l'eau, et l'incombustibilité absolue.

On a eu raison de retirer les alcalis et les acides de la classe des sels proprement dits; il y a en effet une différence insigne entre les corps qui jouissent de toutes les propriétés qui n'appartiennent précisément qu'à eux, et ces mêmes corps combinés, qui

Digitized by Google

offrent des propriétés qui leur sont totalement étrangères.

La première distinction des sels porte sur la nature des corps qui les constituent.

La seconde distinction est relative au terme de saturation dans lequel se rencontre les acides à l'égard des bases salifiables, et *vice versâ*.

La troisième est celle qui résulte de la combinaison des acides, qui ne jouissent pas d'une acidité complète, avec une base salifiable. C'est ainsi par exemple, que les acides sulfureux, nitreux, phosphoreux, dont les radicaux excèdent le principe acidifiant, forment des sulfites, nitrites, et phosphites.

Les sels sont des produits de la combinaison.

1°. Des acides végétaux avec des bases salifiables terreuses ou arides.

Ces combinaisons salines ne forment point de sels à l'usage de la médecine.

Des mêmes acides avec les bases subalcalines, telles que la chaux, la magnésie.

Ces combinaisons sont reconnues possibles, mais très-peu usitées en médecine et en pharmacie. On prépare seulement les acétate et tartrite de chaux. Ces sels sont déliquescents.

Des mêmes acides avec les bases alcalines.

Ces combinaisons comprennent singulièrement les tartrites acidules de potasse,
les tartrites de potasse,
les tartrites de potasse et de soude,
les acétates de potasse de soude,
les acétates à bases métalliques.

2°. De la combinaison des acides animaux avec les diverses bases salifiables : dans le nombre des sels de cette sorte, on distingue :

Les prussiates de potasse et de fer. *Voyez* pag. 479 et suiv., vol. II.

Digitized by Google

Les phosphates de potasse } Nous ne ferons pas
de soude. } mention des phosphi-
tes, ni des combinai-
sons de l'acide phos-
phorique avec les au-
tres bases salifiables
dont il ne résulte pas
de sels médicamentai-
res.

3°. De la combinaison des acides minéraux avec les mêmes bases salifiables et métalliques. Nous nous renfermerons dans la nomenclature des sels utiles à la médecine.

Les combinaisons salines produisent des sels dont les uns sont déliquescents, et les autres cristallisables. Avant d'entrer dans les détails relatifs à la préparation des sels, nous dirons quelque chose sur la cristallotechnie.

Digitized by Google

DE LA CRISTALLOTECHNIE,

OU

ESSAIS SUR LES PHÉNOMÈNES

DE LA CRISTALLISATION.

EXTRAIT DE L'OUVRAGE DE NICOLAS LEBLANC.

L'ART de diriger la cristallisation des sels est un art absolument neuf qui, porté à sa dernière perfection, peut devenir l'origine d'une science nouvelle.

Mettre à nu le premier rudiment d'un cristal, découvrir la forme primitive des molécules du sel qui l'a produit, démontrer que tous les changemens de forme dans les sels tiennent à des lois qui peuvent être saisies, calculées, c'est donner à la science plus de précision, c'est faire disparaître de fausses théories, remplir utilement des lacunes, placer le cristallographe sur une route assurée, et présenter au philosophe une nouvelle occasion d'admirer la nature dans l'une de ses plus belles opérations.

Le végétal naît d'un germe organisé; celui d'où sort l'animal qui est doué d'un plus grand nombre d'organes, qui jouit de la loco-mobilité, du sentiment, etc., nous semble avec juste raison le chef-d'œuvre de la création, le produit d'un être plus incompréhensible encore : mais le minéral, privé de la vie, de la faculté de se reproduire de lui-même, va nous paraître soumis à des lois qui n'appartiennent qu'à lui : la forme régulière, l'arrangement symétrique des parties dont il est composé, dépendent d'une puissance qui n'est guère moins admirable, qui ne demeure

Digitized by Google

demeure pas moins ignorée que celle qui régit les corps des deux autres ordres. Si les minéraux sont des corps inertes ou sans vie, s'ils ne jouissent pas des facultés organiques, du moins ils sont doués d'une faculté d'attraction moléculaire qui en forme un ordre de corps dignes de toute notre attention, de nos plus profondes méditations.

L'attraction moléculaire est la puissance qui tend à rapprocher les molécules similaires des corps, de manière à leur faire présenter une configuration plus ou moins régulière. Lorsque cette puissance produit un arrangement symétrique, l'opération qu'elle exécute prend le nom de *cristallisation*, et le produit qui en résulte est un cristal, ou offre des cristaux.

La cristallisation ne peut s'exercer que sur des corps solides dont les molécules ont été tenues écartées par l'interposition d'un fluide, et ensuite par la soustraction lente et paisible de ce fluide d'interposition.

L'eau et le calorique sont les deux fluides qui concourent le plus généralement à la cristallisation; mais ils ne sont pas exclusifs. La différence dans la manière d'être de ces deux fluides a donné lieu à la distinction entre la cristallisation sèche et humide. La dernière se rapporte plus particulièrement à la cristallisation des sels, et c'est celle qui fait plus spécialement l'objet de notre attention actuelle.

Les molécules salines ne peuvent se rapprocher, se mettre en contact, et former des cristaux qu'autant que les proportions entr'elles et le fluide dans lequel elles sont en dissolution, ne s'opposent point aux effets de leur attraction mutuelle. Ainsi, par exemple, un sel tenu en dissolution dans l'eau, en moindre quantité que ce fluide pourrait en dissoudre, ne subirait point la loi de l'attraction moléculaire, par la raison que ses molécules seraient tenues trop écartées par celles de l'eau.

La première condition de la cristallisation est donc que le sel, tenu en dissolution dans un fluide, s'y ren-

Digitized by Google

contre au delà de la faculté dissolvante qui est propre au fluide. Nous remarquerons à cette occasion que le plus grand nombre des sels peuvent être tenus en dissolution dans l'eau, au delà de la quantité propre à la saturation de ce liquide, lorsqu'elle est secondée de la présence du calorique. Cette faculté qu'acquiert l'eau par le calorique est d'une grande ressource pour les cristallisations opérées par l'art : mais il est quelques sels, notamment le muriate de soude, qui peuvent être tenus en dissolution dans des quantités égales dans l'eau froide comme dans l'eau chaude, dont la cristallisation régulière ne s'opère que par une attraction spontanée de leurs molécules salines.

La seconde condition pour obtenir des cristaux réguliers est que les molécules de la matière saline ne soient pas trop pressées les unes contre les autres par l'effet de leur rapprochement. Il existe donc un terme moyen à la faveur duquel l'arrangement symétrique peut s'opérer; et ce terme est celui où la substance saline se rencontre dans un fluide dans des proportions telles, qu'elle y soit dissoute ni en plus ni en moins de la saturation : nous possédons des instruments de physique appelés *pèse-sels* qui nous donnent la juste mesure de l'évaporation de l'eau relative à chaque espèce de sel cristallisable.

Lorsque le fluide d'interposition des molécules salines se trouve en moindre proportion, la cristallisation est plus prompte, les cristaux sont multipliés et confondus; ils se trouvent enclavés et ne présentent que des parties de cristal. Ainsi, la même liqueur, portée à quelques degrés inférieurs de rapprochement, versée, étant encore chaude, dans le vase cristallisatoire, ou abandonnée, dans le vase même d'évaporation, au repos et à un refroidissement lent, donnera des cristaux rares qui n'auront d'autres défectuosités que celles qui dépendent de leur contact avec la capsule.

Lorsque ces dernières conditions ont été remplies convenablement, non seulement les embryons que

Digitized by Google

l'on obtient ont moins de volume, mais l'application des molécules s'étant faite sans tumulte, il en résulte une plus grande transparence.

Pour obtenir des cristaux complets, il faut nécessairement les isoler dans des vases à fond plat, et on choisit par préférence ceux de verre et de porcelaine. Après un tems plus ou moins long, suivant l'espèce de sel que l'on aura traité, on aperçoit distinctement ces mêmes embryons : on peut les détacher avec une spatule, et les agiter pour changer leur position. Ceux qui, par cette opération, se sont trouvés posés sur de nouvelles faces, ont leurs défectuosités de contact bientôt réparées ; ce sont ces derniers et les cristaux complets qui donneront les plus beaux élèves. On doit chaque jour renouveler le renversement du cristal d'une face sur l'autre, afin qu'une plus grande régularité dans la distribution des molécules le présente dans toute la beauté dont il est susceptible.

Lorsque le volume de ces embryons permet de les saisir et de faire choix de ceux que l'on veut élever, soit comme cristaux simples, complets, ou comme variétés de position, d'enclavement, etc., on distrait les individus choisis pour les élever séparément : alors on prépare pour eux des liqueurs à l'effet de les alimenter sans trouble.

On fait évaporer une liqueur saline jusqu'à ce que, par le refroidissement, elle puisse fournir des cristaux en masse. La liqueur qui surnage cette première cristallisation est propre à servir d'aliment aux élèves : on place ceux-ci dans une capsule, en les disséminant, et on y ajoute, le plus doucement possible, la liqueur qui a été séparée par décantation de dessus la masse cristallisée. On les change de position en les renversant toujours d'une face sur l'autre; et de cette manière, en ayant soin de les alimenter avec des liqueurs convenables, on obtiendra des cristaux réguliers, de tel volume que l'on jugera à propos.

Une remarque bien importante relative au maintien de la configuration régulière et constante dans

Digitized by Google

les cristaux, c'est que lorsque ceux-ci ont acquis un certain volume aux dépens des molécules salines tenues en dissolution dans la liqueur qui servait à leur aliment, ces molécules, qui jouissaient de toute leur faculté d'attraction, non seulement la perdent, et les cristaux ne croissent plus, mais il arrive que ces cristaux, abandonnés dans la liqueur, s'y dissolvent et perdent insensiblement de leur forme symétrique. C'est ordinairement sur les arêtes et sur les angles que les décroissements commencent. Il y a certains sels où le dépouillement du cristal semble se faire pièce à pièce, de manière à présenter bien distinctement le point d'appui sur lequel se sont déposées les molécules par la force d'attraction; dans ce cas on remarque des lignes parallèles à ses faces, et disposées à l'instar des marches d'un escalier.

On a pu apercevoir par tout ce qui précède que les molécules salines ont une force d'attraction qui détermine leur état d'agrégation dans un arrangement symétrique et constant, toutes les fois que cette puissance est favorisée par le concours de toutes les circonstances réunies pour qu'elle n'éprouve aucune opposition à la loi qui la dirige. Mais si l'embryon d'un cristal, sur lequel doivent se porter successivement de nouvelles molécules salines, n'est pas retourné d'une face sur l'autre pour recevoir alternativement le dépôt des molécules salines conformément à leur force d'attraction, l'arrangement symétrique sera interverti, et il y aura variété de configuration. Il y a donc deux puissances qui agissent simultanément dans l'opération de la cristallisation : savoir celle d'attraction, et la force de gravitation qui modifie plus ou moins les effets de la première.

C'est principalement dans les sels qui fournissent des prismes allongés, que l'on peut aisément remarquer l'influence de la position, et la modification du cristal par la force de la gravitation.

Supposons qu'un cristal, dans son état d'embryon, soit posé sur l'une de ses bases, le prisme se trouve

Digitized by Google

comprimé dans le sens d'une base à l'autre, et le cristal semble n'être qu'un segment régulier du même cristal, qui, ayant eu sa position sur l'un des pans du prisme, a pris une très-grande étendue.

Si un prisme hexaèdre, dont les sommets sont obliques et coupés net, se trouve à l'état d'embryon, posé sur le pan, il croît alors avec une étendue plus ou moins grande, mais toujours de manière que la distance d'une base à l'autre n'est jamais moindre que celle qui se trouve entre les côtés; tandis que si sa position se trouve sur l'une de ses bases, il croît principalement dans le sens de ses côtés, et semble comprimé d'une base à l'autre : alors il présente au premier aspect un cristal différent du premier. Les arêtes forment le sommet des pyramides apparentes qui sont séparées par un prisme quadrilatère.

D'après ces observations, et l'état différent dans lequel se trouvent les substances cristallisées, on doit conclure que la force d'adhérence entre les molécules du sel et celles du dissolvant, varie suivant des circonstances qui tiennent au degré de tendance qu'ont les corps entr'eux, et aux poids respectifs des parties qui les constituent.

Examinons maintenant si la forme des cristaux salins est toujours la même, ou si au contraire elle n'est pas sujette à varier par quelques circonstances.

Lorsqu'un sel est reconnu pour être parfaitement neutre, la forme de ses cristaux, en supposant toutes les conditions telles que nous venons de les établir exactement observées, doit être constante; cependant il arrive quelquefois qu'elle est intervertie par la présence d'un autre corps salin, qui surcompose le premier, et qui néanmoins n'en forme qu'un tout qui semble n'être qu'un seul composé. C'est ainsi, par exemple, que le tartrite de soude et de potasse uni l'un à l'autre, et dont les combinaisons sont parfaitement neutres, donnera des cristaux dont la configuration sera tout autre que celle qu'offrirait chacun de ces sels neutres isolé.

Digitized by Google

Cet exemple que je viens de citer, et que je pourrais accompagner de bien d'autres encore, prouve évidemment que l'attraction moléculaire n'a pas lieu seulement entre les molécules de nature similaire, qu'il existe d'autres lois d'attraction de corps à corps, qui ont besoin d'être examinées de plus près qu'elles ne l'ont été jusqu'à présent, et qu'une connaissance parfaite en ce genre nous donnerait la clé des beaux phénomènes de cristallisation que l'on rencontre dans la nature.

Mais la surcomposition n'est pas la seule cause qui apporte quelque variation dans la cristallisation des sels. L'excès de l'une des parties constituantes que certains sels présentent d'une manière plus ou moins solide ou permanente, est encore une des causes de variation dans la cristallisation, qui n'est pas moins digne de remarque. Ce phénomène semble prouver que certains sels ont dans la combinaison de leurs principes deux points de perfection différents.

Le sulfate acidule d'alumine nous offre l'exemple d'un sel qui peut être présenté sous deux états différents, relativement à la combinaison de sa base avec l'acide sulfurique.

La cristallisation du sulfate acidule d'alumine présente un octaèdre régulier : on remarque que plus ce sel approche de l'état de saturation, par une addition de sa base, moins cette nouvelle combinaison est solide : la forme de la cristallisation approche de de celle qui est cubique; et ce qu'il y a de plus extraordinaire, c'est que la portion de base surajoutée fait divorce au bout d'un tems plus ou moins long. Quel champ d'observations pour le physicien, le naturaliste, et le chimiste !

La puissance d'attraction moléculaire dans la cristallisation des sels est donc dépendante d'une infinité de causes, telles que la différence de proportion dans les principes qui constituent les sels, l'introduction d'une combinaison nouvelle dans la liqueur qui doit cristalliser, etc., etc. Un phénomène non moins cu-

Digitized by Google

rieux, c'est le changement de forme d'un cristal en une autre forme, à volonté

Si, dans la liqueur qui doit fournir de l'alun cubique, on soumet à l'accroissement un cristal d'alun octaèdre, celui-ci passe au cube par une soustraction de rangées de molécules aux sommets des angles solides, en sorte que les lames vont décroissant sur les faces triangulaires, jusqu'à ce que le cristal présente sa nouvelle forme d'une manière complette. Si au contraire on soumet un cube dans la liqueur qui donne l'octaèdre, son retour à cette dernière forme s'opère dans le même ordre, c'est-à-dire par la soustraction de rangées de molécules aux sommets des angles solides du cube.

L'ouvrage du citoyen *Leblanc*, quoique très-peu volumineux, renferme beaucoup d'observations extrêmement intéressantes, qu'il serait trop long de rapporter. Je terminerai en faisant remarquer qu'en suivant les procédés indiqués par l'auteur, et dont j'ai consigné les plus importants à connaître, on peut suivre la marche de la nature dans la formation des différents sels, parvenir ainsi par la synthèse à connaître les lois qu'elle observe pour donner naissance à telle ou telle modification, et confirmer les belles découvertes auxquelles le citoyen *Haüy* est arrivé par l'analyse et le calcul.

§. I. DE LA COMBINAISON DES ACIDES VÉGÉTAUX AVEC LES BASES SALIFIABLES.

Du gallate de potasse.

Ce sel est le produit de la combinaison de la potasse avec l'acide gallique.

Du gallate de soude.

Combinaison de l'acide gallique avec la soude.

Nota. Ces deux sels ne sont pas très-connus et ne sont d'aucun usage.

Digitized by Google

Des benzoates.

Produits de la combinaison de l'acide benzoïque avec les bases salifiables.

Les pharmaciens ne préparent jusqu'ici que le benzoate calcaire, pour préparer l'acide benzoïque par l'intermède de la chaux. (*Voyez* Acide benzoïque, page 246, vol. I.)

Des malates.

Combinaison de l'acide malique avec les diverses bases salifiables. Les sels qui en résultent sont ignorés; cependant on prépare du malate de potasse avec le suc exprimé de pommes, pour en obtenir de l'acide malique par un procédé ultérieur. (*Voyez* Acide malique, page 249, vol. I.

Des succinates.

On ne connaît encore que le succinate de potasse qui soit de quelque utilité à l'art chimique. Ce sel se prépare avec l'acide succinique et la potasse. *Klaproth* a trouvé le moyen d'utiliser ce sel dans l'analyse des terres, pour les priver totalement de l'oxide de fer avec lequel elles se trouvent unies. Les oxides de fer ont été long-tems l'écueil de l'art de l'analyse, par la difficulté qu'on avait de les séparer des terres avec lesquelles ils se trouvaient unis. Par l'addition du succinate de potasse, il se forme du succinate de fer, qui devient délisquescent, et on enlève la potasse par les lotions.

Succinate d'ammoniaque huileux, ou liqueur de corne de cerf succinée.

℥ esprit volatil de corne de cerf. . 32 grammes.

Saturez avec quantité suffisante d'acide succinique, *anciennement* sel volatil de succin, et vous obtiendrez un succinate d'ammoniaque huileux.

Ce succinate est diurétique, diaphorétique, anti-

Digitized by Google

spasmodique ; il convient dans les convulsions épileptiques des enfans, et dans les maladies hystériques.

La dose pour les enfans est depuis 3 jusqu'à 8 gouttes, et pour les adultes depuis 20 jusqu'à 40.

Des citrates.

L'acide citrique peut se combiner avec les diverses bases salifiables, et former des sels neutres particuliers ; mais les combinaisons de cet acide ne sont pas encore connues.

Des oxalates.

Les combinaisons de l'acide oxalique avec les bases salifiables ne sont pas encore placées au rang des médicaments propres à l'art de guérir.

L'oxalate acidule de potasse ne se prépare pas dans les laboratoires de pharmacie; cependant il serait très-possible de l'y préparer, en combinant l'acide oxalique avec la potasse immédiatement : celui que l'on trouve dans le commerce nous vient de la Suisse.

Le citoyen *Bouillon-la-Grange*, après avoir versé un résidu de la rectification de l'éther nitrique par le sucre, sur un résidu d'éther sulfurique par la potasse, a obtenu de l'acidule de potasse.

Oxalate d'ammoniaque.

C'est la combinaison de l'acide oxalique avec l'ammoniaque fluor caustique, jusqu'au point de saturation.

Ce sel est un des réactifs les plus sensibles et des plus utiles pour reconnaître la présence des sels à base calcaire.

Des acétates.

Combinaison de l'acide acétique avec les différentes bases salifiables et métalliques.

Les combinaisons de cet acide sont immédiates ou médiates.

Nous entendons par combinaisons immédiates

Digitized by Google

celles qui s'opèrent en faisant rencontrer directement cet acide avec une base salifiable, de quelque nature qu'elle soit ; et sous le nom de combinaisons médiates, nous comprenons celles qui ne s'opèrent entre le même acide et une base, qu'après que celle-ci aura été soumise à l'action intermédiaire d'un autre acide.

L'acide acétique est faible ou fort d'acidité, distillé blanc, ou coloré par une matière extractive plus ou moins colorante. Cet acide, dans son état d'acidité, telle qu'elle résulte de la fermentation du vin, est généralement connu sous le nom de vinaigre.

Dans ses combinaisons les plus fréquentes, c'est habituellement le vinaigre distillé dont on fait usage. *Voy.* pag. 201, vol. II.

L'acide acétique peut se combiner avec toutes les terres, excepté la zircone, la silice, et l'alumine. Mais les sels acétiques à bases terreuses ne sont pas d'usage en médecine.

Nous ferons connaître d'abord les combinaisons de l'acide du vinaigre, nommé *acéteux* ou *acétique*, avec les bases alcalines les plus connues, telles que la potasse, la soude, et l'ammoniaque ; ensuite nous traiterons de ses combinaisons avec les bases métalliques.

Acétite de potasse ou terre foliée de tartre.

Pour préparer l'acétite de potasse, l'on prend de la potasse carbonatée bien blanche, on la fait dissoudre dans l'eau distillée : on filtre cette dissolution ; on verse par dessus du vinaigre distillé (les premiers produits de sa distillation par préférence) jusqu'à ce qu'en agitant le mélange il ne se fasse plus d'effervescence : on essaie alors cette combinaison pour être certain de sa parfaite neutralisation, en en versant un peu sur une infusion de violettes ou de licheno (*Tournesol*). Si la combinaison n'en altère point la liqueur, on y ajoute un peu de vinaigre distillé, par la raison qu'il vaut mieux qu'il y ait excès d'acide qu'excès de base. Alors on filtre cette combinaison, et on la conserve dans une

Digitized by Google

bouteille assez grande pour la contenir pendant un mois dans un repos absolu. Au bout de ce tems, on décante cette liqueur et on la fait évaporer dans des capsules de verre, de porcelaine, ou d'argent, au bain de sable, à une température qui n'excède pas 60 degrés. On a soin d'opérer l'évaporation par parties, de manière que les couches de sel, lors de l'évaporation jusqu'à siccité, ne soient pas trop épaisses. Sur la fin de l'évaporation, on pique ce sel avec une spatule d'argent pour lui donner une forme foliée; et lorsqu'il est sec on le renferme dans un flacon bien sec et bien bouché.

Pour donner à ce sel une belle blancheur, on l'agite avec de l'alcool à 37 degrés, dans le flacon. L'alcool s'empare de la partie colorante: on décante; on fait dissoudre le sel dans de nouvelle eau distillée; on filtre, et on fait évaporer de nouveau comme ci-dessus. Alors on obtient un acétate de potasse bien folié, d'une belle blancheur.

Il doit avoir une saveur douce de vinaigre, et non pas brûlante ou caustique.

Ce sel est fondant, incisif, résolutif, il excite les évacuations urineuses et alvines. La dose est depuis 6 décigrammes jusqu'à 4 grammes.

Remarques.

L'acétite de potasse est susceptible de cristallisation, mais il attire puissamment l'humidité, et il se résout en liqueur.

On doit employer pour le préparer des matières dont on soit parfaitement sûr.

Au moment de l'union de l'acide du vinaigre avec la potasse, il se fait un dégagement d'acide carbonique qui était combiné avec la potasse, et qui occasionne une effervescence assez considérable. Sur la fin, cette effervescence devient insensible; mais il ne s'ensuit pas que la combinaison soit neutre; on doit s'en assurer par les réactifs d'essais.

Nous recommandons d'employer le premier pro-

Digitized by Google

duit de la distillation du vinaigre par préférence, quoiqu'il soit d'une faible acidité, par la raison qu'il contient moins d'extractif, et qu'il ne colore pas autant le sel. Nous recommandons aussi de laisser la combinaison en repos pendant un mois, afin de donner le tems à la silice que contient ou peut contenir la potasse, de se déposer dans le fond du vase. Enfin, nous prescrivons de faire évaporer la combinaison par parties, parce que nous avons remarqué que la liqueur évaporée en masse se colorait beaucoup plus par son contact trop prolongé avec l'air et la lumière.

Acétate de soude ou terre foliée minérale.

L'acide acétique ou le vinaigre distillé, combiné avec la soude, forme une combinaison saline cristallisable connue sous le nom d'acétate de soude, *anciennement* terre foliée minérale.

On prend du carbonate de soude, on le fait fondre dans de l'eau; on filtre la dissolution et on la neutralise avec suffisante quantité de vinaigre distillé. On filtre de nouveau la liqueur; on la fait évaporer à une douce chaleur, et on la fait cristalliser par le repos et le refroidissement. Ces cristaux sont en prismes striés.

On est dans l'usage de donner à ce sel une forme feuilletée, en faisant évaporer la liqueur jusqu'à siccité, et en piquant le sel avec une spatule à mesure qu'il se dessèche.

Les propriétés de l'acétate de soude sont analogues à celles de potasse.

Remarques.

Lors de la combinaison de l'acide acétique avec le carbonate de soude, il s'opère un dégagement assez considérable d'acide carbonique, ce qui donne lieu à une vive effervescence.

Ce sel diffère du précédent en ce qu'il n'attire point l'humidité de l'air.

Digitized by Google

Acétate d'ammoniaque ou esprit de Mendérerus.

C'est le résultat de la combinaison de l'acide du vinaigre distillé avec l'ammoniaque.

On prend du vinaigre distillé, la quantité que l'on juge à propos ; on verse immédiatement par dessus, et peu à peu, du carbonate d'ammoniaque, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus d'effervescence, et que la saturation soit parfaite : il en résulte une combinaison que l'on conserve, sous l'état fluide, dans un flacon qui bouche exactement.

L'acétate d'ammoniaque est très-pénétrant, sa saveur est âcre, brûlante. Ce sel est déliquescent. On l'obtient difficilement en cristaux, à raison de la très-grande volatilité de l'ammoniaque, dont l'adhérence avec l'acide n'est pas très-forte : cependant avec beaucoup de précaution on parvient à le faire cristalliser en aiguilles.

Mendérerus a donné son nom à ce sel, et il est généralement connu dans les officines sous celui d'esprit de Mendérerus.

On s'en sert intérieurement comme apéritif, atténuant, diaphorétique, depuis douze jusqu'à trente gouttes dans une potion appropriée.

Employé extérieurement, il est discussif et résolutif : on s'en sert sur-tout dans les maladies des yeux.

Acétate calcaire.

Combinaison de l'acide du vinaigre distillé avec la terre calcaire, jusqu'à parfaite saturation.

On fait évaporer ce sel jusqu'à siccité, et on le conserve dans des bouteilles qui bouchent exactement.

L'acétate calcaire est incisif et apéritif ; il convient sur-tout dans l'engorgement des glandes. La dose est depuis six jusqu'à douze décigrammes.

Remarques.

L'acide du vinaigre se combine avec plusieurs

Digitized by Google

substances métalliques telles que le fer, le zinc, le mercure, le plomb, le cuivre, l'or et l'argent. Mais tous ces métaux ne se combinent pas immédiatement avec cet acide; il faut auparavant qu'ils lui soient présentés dans l'état d'oxides, soit en s'emparant d'une partie de l'oxigène du vinaigre lui-même, soit en se chargeant de l'oxigène d'un autre acide, soit encore par une oxidation opérée par l'action du calorique ou celle de l'étincelle électrique.

La plupart de ces combinaisons salines sont purement chimiques et ont besoin d'être examinées: nous nous renfermerons dans la description des acétates métalliques dont l'usage est applicable à la pharmacie et à la médecine.

Acétate de mercure, terre foliée mercurielle, ou sel acéteux mercuriel de Keyser.

℔ de l'oxide de mercure couleur briquetée, ou mercure précipité *per se*. . . . . 64 gram. (℥ ij).
vinaigre blanc distillé très-concentré. . . . . 1 kilogram.

ou quantité suffisante pour opérer la dissolution de l'oxide de mercure. Filtrez la dissolution, faites évaporer jusqu'à presque consistance de sirop; elle laisse précipiter par le refroidissement des cristaux en paillettes argentées.

On donnait à ce sel le nom de terre foliée mercurielle.

On peut encore préparer ce sel par la voie d'une double attraction, en mêlant de l'acétate de potasse et du nitrate en dissolution. (Il faut que ces deux dissolutions soient très-concentrées.) Il se forme du nitrate de potasse et de l'acétate de mercure qui se précipite en paillettes blanches. On filtre le tout; l'acétate de mercure reste sur le filtre.

Si l'on fait bouillir de l'oxide de mercure rouge dans du vinaigre distillé, on obtient aussi le même

Digitized by Google

sel. *Voy.* Pilules de *Keyser*, pag. 109 ; vol. II, pour plus ample explication.

L'acétate de mercure est anti-syphilitique. On doit l'employer à très-petites doses.

Acétate de plomb en liqueur, extrait ou vinaigre de Saturne.

L'acétate de plomb en liqueur s'obtient par deux procédés différents l'un de l'autre, et qui donnent lieu à des produits qui présentent des phénomènes chimiques dignes de la remarque et de l'attention du pharmacien.

Le premier procédé est celui qui est consigné dans le Dispensaire de Paris.

℥ oxide de plomb blanc..... 5 hectogram.
vinaigre distillé..... 2 kilogram.

On fait bouillir ce mélange dans un vase de terre vernissée jusqu'à parfaite saturation ; ce que l'on reconnaît lorsque la liqueur a une saveur douce, sucrée, un peu styptique. Alors on retire le vase du feu, et on filtre la liqueur à travers un papier sans colle.

Cet acétate liquide de plomb est incolore, d'une belle transparence, et ne laisse rien précipiter en refroidissant, lors qu'il n'est pas trop rapproché par l'évaporation.

(IIe. Procédé.)

Acétate de plomb avec la litarge.

℥ de l'oxide de plomb demi-vitreux rouge, ou litarge..... 5 hectogram.
vinaigre blanc non distillé..... 2 kilogram.

Faites bouillir comme le précédent jusqu'à parfaite saturation. Filtrez la liqueur encore chaude.

Remarques.

Cet acétate de plomb est d'une couleur ambrée, transparente, tant que la liqueur est chaude ; mais

Digitized by Google

elle se trouble à mesure qu'elle refroidit, et elle laisse insensiblement déposer un sédiment, qui a été reconnu pour être du malate de plomb.

Ce malate de plomb est presque insoluble. On ne le rencontre pas dans l'acétate préparé avec l'acide du vinaigre distillé, parce qu'il n'existe pas d'acide malique dans le vinaigre distillé.

Cet acétate préparé avec le vinaigre non distillé et la litarge laisse déposer, comme nous l'avons remarqué, du malate de plomb, et il doit sa couleur ambrée d'une part à la couleur de la litarge, et de l'autre à l'extractif du vinaigre.

On reconnaît que cet acétate est saturé convenablement, lorsqu'en en versant quelques gouttes dans de l'eau de rivière, celle-ci blanchit et devient comme laiteuse.

On donne le nom d'eau végéto-minérale au mélange de l'acétate de plomb avec l'eau de rivière. La couleur blanche qu'acquiert ce mélange est due au sulfate ou au carbonate de plomb qui se forme par une attraction élective double, lorsque l'eau contient soit du sulfate, soit du carbonate calcaire.

Nous donnons la préférence à l'acétate de plomb blanc, parce qu'il ne contient point ou presque point d'extractif.

Cet acétate, mêlé à l'eau distillée, n'en trouble point la transparence, parce qu'il ne s'opère point de double décomposition et combinaison.

Le résidu qui reste sur le filtre est de l'oxide de plomb. Si on le fait bouillir avec du nouveau vinaigre distillé ou non, on obtient du nouvel acétate de plomb en liqueur.

Les noms d'extrait et vinaigre de Saturne ne conviennent nullement à ce produit, puisqu'il n'a rien d'analogue aux extraits proprement dits, et que c'est une véritable combinaison saline dans laquelle le vinaigre ne jouit plus de ses propriétés acides.

L'acétate de plomb en liqueur s'emploie extérieurement contre les inflammations, pour dessécher les

ulcères

Digitized by Google

ulcères malins; il est résolutif, répercussif; on le mêle aux cataplasmes de farines résolutives; on en fait des collyres dans l'inflammation des yeux, à la dose de 4 à 6 gouttes dans 128 grammes d'eau. On prépare avec cet acétate l'eau végéto-minérale en en mêlant 16 grammes (℥ ß) dans 1 kilogramme d'eau distillée, ou d'eau de rivière.

Acétate de plomb cristallisé, sucre ou sel de Saturne.

Ce sel est la combinaison de l'acide du vinaigre avec l'oxide de plomb. On peut l'obtenir d'une infinité de manières.

Si l'on fait évaporer l'acétate de plomb en liqueur, on obtient des cristaux par le refroidissement.

Si l'on sature l'oxide de plomb blanc avec du vinaigre distillé, on obtient de même, par la filtration, l'évaporation et le refroidissement paisible, des cristaux en prismes allongés, ou en aiguilles informes lorsque la liqueur a été très-rapprochée. Ce sel nous venait autrefois de Hollande; mais depuis un tems auquel on ne peut assigner d'époque précise, on le prépare en grand dans les départements des Bouches-du-Rhône et du Var, principalement dans les villes d'Aix, Marseille, Toulon, Saint-Tropez, Draguignan, Deluc, etc.

Nous devons au citoyen *Pontier* un excellent mémoire sur la fabrication de l'acétate de plomb ou sel de Saturne, en grand. On distille le vinaigre presqu'à siccité, par la raison que cet acide étant moins volatil que l'eau, on en perdrait beaucoup, et que sa bonne qualité tient à sa plus forte acidité.

D'une autre part on coule le plomb en fusion dans des capsules de cuivre, et on lui donne l'épaisseur d'un millimètre ($\frac{1}{4}$ de ligne) au plus. On hache ce plomb ainsi réduit en lames, et on le fait tremper dans le vinaigre distillé. Lorsqu'il est oxidé, on fait bouillir pour opérer la dissolution complète de cet

Digitized by Google

oxide ; on filtre, on fait évaporer et cristalliser. *Voy.* Annales de Chimie, pag. 268, Tome XXXVII.

L'acétate de plomb est employé comme mordant propre à fixer l'alumine sur les toiles en décomposant par double affinité le sulfate d'alumine.

Ce sel a une saveur sucrée, d'où on lui a donné le nom de sucre de Saturne.

On l'emploie extérieurement : il est réfrigérant, mondificatif, astringent, et dessiccatif. On s'en sert en collyre dans l'inflammation des yeux. Quelques praticiens le font prendre intérieurement pour arrêter la gonorrhée, et calmer les convulsions épileptiques ; mais on ne doit le faire prendre qu'à très-petite dose, et avec beaucoup de circonspection.

Acétate de cuivre, ou verdet distillé.

C'est la combinaison de l'acide du vinaigre avec le cuivre oxidé vert, ou vert-de-gris.

On fait dissoudre l'oxide vert de cuivre dans du vinaigre distillé ; on filtre la dissolution, et on fait évaporer jusqu'à ce que la liqueur fournisse, par l'évaporation, des cristaux. Ces cristaux sont d'une belle couleur bleue, de forme rhomboïdale : on leur donne une forme pyramidale en plongeant dans la liqueur des bâtons fendus en quatre parties tenues écartées avec du liége.

C'est avec ces cristaux que l'on prépare l'acide acétique, ou vinaigre radical.

Le plus grand usage de ce sel est pour la peinture.

L'acétate de cuivre est un poison très-violent. Les savons alcalins, les sulfures de potasse, sont ses plus sûrs contre-poisons.

Des tartrites.

On comprend sous le nom de tartrites la combinaison de l'acide tartareux avec les diverses bases salifiables. La nature ne nous présente pas d'acide tartareux à nu. Le premier état sous lequel il se

Digitized by Google

rencontre le plus habituellement est dans celui de sa combinaison avec la potasse avec excès d'acide; alors il est à l'état d'acidule. Il est donc déjà dans l'état combiné. Nous nous attacherons plus particulièrement à faire connaître les combinaisons salines qui participent de celles de l'acidule tartareux avec les différentes bases alcalines et métalliques, et dont l'usage est propre à la médecine ; mais voyons d'abord ce qu'est l'acidule tartareux lui-même.

Acidule tartareux, tartrite acidule de potasse, ou crême de tartre.

Combinaison de l'acide tartareux avec la potasse, mais avec excès d'acide.

L'acidule tartareux, connu par les anciens sous le nom de tartre blanc, tartre rouge, sel essentiel du vin, a pris ensuite le nom de *crême de tartre*, après sa purification.

Cet acidule n'est pas un sel essentiel du vin, comme on l'a pensé pendant fort long-tems : il serait mieux nommé *sel essentiel de la vigne*, si l'on pouvait le regarder comme un sel essentiel ; mais il n'appartient pas exclusivement à la vigne, puisqu'on le trouve dans toutes les espèces de fruits acerbes, tels que les prunes sauvages, les pommes, les poires à cidre et poiré, etc. etc.

Nous laisserons l'histoire des espèces de tartre blanc et rouge, qui appartient plus précisément à la matière médicale, pour ne nous occuper que de ces mêmes tartres purifiés, et désignés sous le nom d'acidule tartareux, *vulgò* crême de tartre.

L'acidule tartareux purifié, d'après l'analyse qu'en a faite le citoyen Vauquelin, contient, sur cent parties, sept de tartrite de chaux ; et si l'on rapproche les produits résultants de l'analyse du même sel par d'autres chimistes, cet acidule paraît contenir trente-quatre parties de tartrite de potasse, quarante-sept d'acide tartareux en excès, sept de tartrite calcaire, huit d'eau, et quatre de perte.

Digitized by Google

L'acidule tartareux est difficilement soluble dans l'eau; il faut environ soixante parties d'eau froide, et trente d'eau bouillante, pour en dissoudre une partie. L'excès d'acide qu'il contient le rend habile à se combiner avec de nouvelles bases, autres que la potasse, avec laquelle il est déjà combiné en partie, et à former des sels trisules, c'est-à-dire à deux bases. On peut le regarder lui-même comme un sel à deux bases avec excès d'acide, puisqu'il contient du tartrite calcaire, du tartrite de potasse tout formé, et de l'acide en excès.

Le tartrite acidule de potasse cristallise en prismes tétraèdres coupés en biais.

Il a une saveur acerbe; il rougit les teintures bleues végétales.

On fait usage en médecine de l'acidule tartareux, pour diviser les humeurs épaisses et visqueuses; il excite doucement les évacuations alvines; il provoque l'appétit; il convient dans la cachexie, dans les maladies bilieuses, dans la fièvre : il augmente l'action des purgatifs.

Si on le soumet à l'action du feu dans un creuset, il se fond, se boursoufle; il exhale beaucoup de fumée nauséabonde, et on obtient pour résidu un charbon très-volumineux qui contient du carbonate de potasse, et de la potasse caustique. *Voyez* potasse carbonatée.

Distillé à la cornue, on obtient de l'acide acétique empyreumatique, un peu d'huile médiate, du gaz acide carbonique, du gaz hydrogène carboné, et un peu de carbonate d'ammoniaque. Ce qui reste dans la cornue est un charbon qui donne de la potasse carbonatée par le lavage, la filtration, et l'évaporation.

Acidule tartareux soluble ou crême de tartre soluble.

Les pharmaciens les plus distingués se sont occupés du procédé le plus avantageux pour rendre soluble l'acidule tartareux.

Digitized by Google

Tancoigne préparait dans la pharmacie du margrave de Baden-Dourlach, à Carlsruhe en Allemagne, de la crême de tartre soluble, en faisant dissoudre une partie de tartrite acidule de potasse mêlé à un cinquième de borate de soude, dans trois fois le poids du mélange, d'eau : il filtrait la liqueur à froid, et il faisait évaporer jusqu'à siccité ; ensuite il réduisait ce sel en poudre très-fine. Mais ce mélange avait l'inconvénient d'attirer l'humidité de l'air, et le même pharmacien rectifia ce procédé en employant l'acide boracique au lieu du borate de soude, mais dans des quantités moitié moindres.

En 1772, le citoyen *Quinquet* fit connaître le procédé de *Tancoigne*, sans rendre hommage à son premier auteur.

Le citoyen *Bailleau*, pharmacien habile, a proposé le mélange de quatre parties d'acidule tartareux et d'une partie d'acide boracique, dissous dans suffisante quantité d'eau et évaporé jusqu'à siccité à la manière des extraits secs. On reconnaît dans la pratique de ce pharmacien, une main habile dirigée par un artiste consommé et instruit.

Deux mois auparavant la publication des Mémoires présentés par les deux pharmaciens que je viens de citer, le citoyen *Lartigue*, pharmacien à Bordeaux, et que le Collége de Pharmacie de Paris se félicite de compter parmi ses membres, avait fait insérer dans le Journal de Pharmacie, page 182, un excellent Mémoire sur le même sujet : ce pharmacien chimiste a reçu l'honorable prix que lui a mérité son travail, en recevant le témoignage des savants chimistes de la capitale qui ont confirmé ses expériences après les avoir répétées, et qui ont adopté le procédé qu'il a publié pour préparer l'acidule tartareux soluble. Voici quel est le procédé du citoyen *Lartigue*, qu'il importe d'adopter pour avoir un médicament qui soit le même dans toutes les pharmacies.

℔ acide boracique par cristallisation et réduit en poudre. . . . . 32 gram. (℥ j).

Digitized by Google

2ℓ acidule de potasse en poudre. . . . . 750 gram. (℥ viii).

On met l'acide boracique dans un vase de faïence ou d'argent, avec le double de son poids d'eau très-pure, sur un feu très-doux. Lorsque l'eau sera chaude, ajoutez-y peu à peu l'acidule tartareux, en remuant continuellement : le tout forme une pâte très-liée. On maintient le vase sur le feu, en prenant soin de remuer la matière, jusqu'à ce qu'elle soit sèche. On écrase les petites masses qui s'agglomèrent, avec la spatule, et on ménage le feu de manière que le sel ne puisse brûler. Alors on le réduit en poudre en le triturant dans un mortier de marbre, et en le passant à travers un tamis de soie très-fin.

L'acidule tartareux ainsi préparé est parfaitement soluble à l'eau bouillante : il se conserve sec dans les flacons qui le reçoivent, et son acidité est agréable.

L'acidule tartareux soluble est tout à la fois rafraîchissant et purgatif. On le prend à la dose de 4 jusqu'à 16 décigrammes et au delà, soit mêlé avec du sucre, soit dissous dans l'eau, et aromatisé avec une huile volatile, soit de citrons, soit toute autre à volonté.

Remarques.

Le citoyen *Lartigue* a fort bien remarqué que la plus grande solubilité de l'acidule tartareux par l'acide boracique à nu, ne pouvait pas être due à la combinaison de ce dernier acide avec la base de potasse qui forme du tartrite de potasse en partie, dans l'acidule tartareux, parce que la loi des attractions chimiques entre ces deux acides et la potasse ne permet pas le déplacement de l'acide tartareux par l'acide boracique. Il attribue la plus grande solubilité de ce mélange à l'union intime que contractent les deux acides au moyen de l'interposition de leurs molécules rendue plus exacte par leur dissolution dans l'eau. Le même chimiste remarque que l'acidule tartareux soluble n'est pas susceptible de cristallisation : que si l'on rapproche sa dissolution, une partie se dépose à l'état de

Digitized by Google

crême de tartre ordinaire, et l'autre partie, qui reste fluide, acquiert l'état vitreux par une entière dessiccation. Il va plus loin encore; il assure que l'on peut enlever la plus grande partie de l'acide boracique en faisant bouillir ce mélange dans un peu d'eau distillée; on laisse reposer la liqueur, on décante; ce qui reste dans le vase est de la crême de tartre ordinaire.

Tartrite de potasse, vulgò *sel végétal, tartre soluble, ou tartre tartarisé.*

2/ de la potasse carbonatée, vulgairement sel fixe de tartre, la quantité qu'il vous plaira. Faites dissoudre dans quantité suffisante d'eau, dans une terrine vernissée: placez sur le feu. Lorsque la dissolution est chaude, ajoutez par parties de l'acidule tartareux ou *crême de tartre* en poudre très-fine, jusqu'à parfaite saturation. On reconnaît celle-ci lorsque la liqueur ne change point la couleur des teintures bleues végétales. S'il y a excès d'alcali, elles verdissent, alors on ajoute de l'acidule tartareux; s'il y a excès d'acide, elles rougissent, alors on ajoute de la potasse. La neutralisation étant bien constatée, on filtre la liqueur: ensuite on la fait évaporer jusqu'à ce que la surface commence à se couvrir d'une pellicule: on doit avoir soin d'opérer l'évaporation d'une manière presque insensible, pour ne point interrompre les lois de l'attraction moléculaire. On transvase doucement la liqueur saline dans des vases de faïence ou de porcelaine presque plats et évasés pour obtenir des cristaux réguliers; et on place ces vases cristallisatoires dans des lieux dont la température est élevée à 10 degrés, afin que l'attraction moléculaire s'opère paisiblement et non brusquement.

Le tartrite de potasse cristallise en carrés longs, terminés par deux biseaux. Ce sel est légèrement purgatif: on le prend depuis 4 jusqu'à 16 grammes: il entre dans la composition des médecines, on en fait une eau minérale factice. On peut s'en servir extérieurement pour mondifier les ulcères.

Digitized by Google

Tartrite de soude potassé, ou sel de Seignette, ou sel polychreste soluble.

℔ du carbonate de soude cristallisé, la quantité que vous voudrez. Faites dissoudre dans une suffisante quantité d'eau, dans un vase de terre vernissée, ou dans une chaudière de fer : placez le vase sur le feu ; lorsque la dissolution sera chaude, ajoutez par parties de l'acidule tartareux jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus d'effervescence et que la saturation soit parfaite : filtrez la liqueur, et faites évaporer sur un feu très-doux, de manière que la liqueur n'entre pas en ébullition. Conduisez l'opération comme il est dit à l'article précédent.

On obtient des cristaux qui représentent des prismes à huit pans.

Remarques.

Pendant la saturation de la soude par l'acidule tartareux, il se précipite une poudre blanche que le citoyen *Vauquelin* a reconnue pour être du tartrite de chaux. Ce tartrite existe tout formé dans l'acidule tartareux, puisque si l'on opère la combinaison de la soude par l'acide tartareux pur immédiatement, il ne se forme point de précipité.

Le tartrite de soude potassé est un sel à deux bases, conséquemment un sel trisule.

Ce sel fut imaginé par un pharmacien de la Rochelle nommé *Seignette*, qui en fit long-tems un secret. On lui a donné le nom de *polychreste* de deux mots grecs qui signifient *utile à beaucoup*.

Il excite les urines, et les évacuations alvines sans efforts.

L'attraction de l'acide tartareux est plus grande pour la potasse que pour la soude : si on fait dissoudre de la potasse et de la soude dans de l'eau, on parvient à séparer la potasse par l'addition de l'acide tartareux qui se précipite avec elle à l'état d'acidule tartareux.

Digitized by Google

Tartrite ammoniacal potassé.

L'acidule tartareux combiné avec l'ammoniaque forme un sel à deux bases appelé tartrite ammoniacal ou d'ammoniaque potassé.

Pour préparer ce sel, on fait dissoudre du carbonate d'ammoniaque dans de l'eau ; on sature cette dissolution avec de l'acidule tartareux en poudre fine. On filtre la liqueur ; on fait évaporer et cristalliser par le refroidissement. On obtient des cristaux minces en prismes allongés.

Le tartrite ammoniacal est diurétique et diaphorétique. Il convient dans les fièvres malignes. La dose est depuis 6 jusqu'à 12 décigrammes dans un véhicule approprié.

Du tartrite de potasse antimonié, émétique, ou tartre stibié.

Il y a plusieurs procédés pour préparer ce sel. Nous ferons connaître ceux qui sont le plus généralement adoptés et dont les résultats paraissent plus identiques. Nous ferons remarquer que la préparation de ce sel indiquée dans le Dispensaire de Paris a été reconnue infidèle par les pharmaciens, et qu'ils lui ont substitué un mode de pratique qui rend la combinaison de l'acide tartareux avec l'oxide d'antimoine beaucoup plus exacte ; en sorte que l'on peut compter sur les effets de ce sel sur l'organisme animal, en employant des doses constamment égales.

(1°. Procédé adopté par tous les pharmaciens).

2 oxide d'antimoine vitreux, ou verre d'antimoine, acidule tartareux, ou crême de tartre de chaque, partie égale en poids.

On réduit en poudre impalpable, à l'aide de la molette et du porphyre, chaque substance séparément : on en forme un mélange exact.

D'une autre part, on place sur le feu un vase de

Digitized by Google

terre vernissée qui contient de l'eau très-pure (1). Lorsque l'eau est bouillante, on y jette par petites portions le mélange ci-dessus. A chaque projection il se manifeste une effervescence qui est ordonnée par la combinaison qui a lieu entre l'acidule tartareux et l'oxide d'antimoine, d'où il résulte une émission de calorique.

On fait bouillir le tout pendant une demi-heure, ou trois quarts d'heure environ : de jaune qu'était la liqueur, on la voit insensiblement prendre une couleur verdâtre (2); c'est alors que la combinaison est opérée : on filtre la liqueur : on fait évaporer celle-ci jusqu'à pellicule, et on procède à la cristallisation, par le refroidissement : on décante la liqueur qui surnage ces premiers cristaux : on la fait évaporer de nouveau pour opérer une seconde cristallisation; enfin, on répète l'évaporation jusqu'à une troisième cristallisation. Dans cet état, on cesse de faire évaporer la matière qui reste, et qui est devenue trop épaisse pour donner des cristaux.

Remarques.

Ces premiers cristaux obtenus ne sont pas à beaucoup près aussi purs que l'on peut le désirer : ils sont salis par un peu de soufre, qui se précipite par le refroidissement et pendant la cristallisation.

La seconde et la troisième cristallisation sont encore plus chargées de matière extractive, qui rend les cristaux très-impurs et très-confus. On les lave d'abord dans de l'eau, pour enlever la partie extractive qui adhère au sel; ensuite on les fait dissoudre dans de l'eau très-pure : on filtre cette dissolution lorsque elle est refroidie : on fait évaporer de nouveau jusqu'à pellicule, et on fait cristalliser jusqu'à ce que la matière refuse de donner des cristaux.

---

(1) Il est bon de remarquer que la pureté de l'eau est indispensable pour cette opération.

(2) Il paraît que cette couleur verte est due à l'hydrogène sulfuré qui se forme dans cette opération.

Digitized by Google

Cette seconde dépuration ne suffit pas encore : on a recours à une troisième. Celle-ci s'opère par une troisième dissolution, et la clarification avec des blancs d'œufs fouettés : on filtre, on évapore, et on obtient des cristaux très-blancs, figurés en pointe de diamants tétraèdres ou octaèdres.

Le tartrite de potasse antimonié n'est parfait qu'autant qu'il est d'une belle blancheur, et obtenu par la cristallisation. Les phénomènes qui se passent pendant l'opération sont dignes de remarques. L'oxide vitreux d'antimoine contient un peu de soufre. Au moment où l'acidule tartareux se combine avec l'oxide d'antimoine, il y a précipitation du soufre d'une part, et de la terre calcaire de l'autre, laquelle existe dans l'acidule tartareux : il en résulte un sulfure calcaire qui décompose l'eau en partie, et donne naissance à l'hydrogène sulfuré. C'est à ce sulfure calcaire et à l'hydrogène sulfuré, unis à une portion de l'oxide d'antimoine, que je pense que l'on peut attribuer la couleur jaune verdâtre de la liqueur saline.

Le sel qui résulte de cette combinaison est trisule, ou à deux bases. Le citoyen *Thénard* a démontré par l'analyse que ce sel, généralement connu sous le nom d'*émétique*, était composé de tartrite de potasse 34, tartrite d'antimoine 54, d'eau 8, perte 4.

On laisse bien sécher les cristaux avant de les détacher du cristallisatoire, et on les réduit en poudre impalpable pour l'usage. Il faut environ 60 parties d'eau pour dissoudre une partie de ce sel.

Le tartrite de potasse antimonié est un médicament héroïque : il excite le vomissement à la dose de 5 centigrammes (gr. j) : il est fondant et purgatif, étant pris dans beaucoup d'eau, et par cuillerées.

2°. *Procedé proposé par Macquer.*

℥ cinq parties d'acidule tartareux, et trois d'oxide blanc précipité du muriate suroxigéné d'antimoine, par l'addition de l'eau, et bien lavé, *vulgò* poudre d'algaroth.

On fait un mélange de ces deux poudres, et on

Digitized by Google

procède comme nous l'avons indiqué dans l'opération précédente.

3°. *Procédé du citoyen Lartigue de Bordeaux.*

Ce procédé consiste à faire un mélange de douze parties d'oxide blanc d'antimoine, (*Voyez* la manière de préparer cet oxide.) et de quinze d'acidule de potasse, réduits en poudre très-fine. On projette ce mélange dans une suffisante quantité d'eau bouillante, et on maintient l'ébullition jusqu'à ce que l'acidule soit saturé par l'oxide; ce que l'on reconnaît par la saveur de la combinaison, qui est douce. Cette ébullition n'a pas lieu plus d'un quart-d'heure: on filtre la liqueur, et on procède à la cristallisation.

Nota. Quelle que soit la manière d'opérer, le tartrite de potasse antimonié sera identique, si l'on a l'attention de ne recueillir que les cristaux bien purifiés.

Nous ferons remarquer aussi que dans ces divers procédés, on emploie beaucoup plus d'oxide d'antimoine qu'il n'en faut pour saturer l'acidule tartareux : d'où il résulte que l'on n'a pas à craindre qu'il y ait une portion de cet acidule qui demeure en excès dans la combinaison.

L'eau-mère qui reste après les cristallisations, dans le premier procédé, contient beaucoup de matière extractive qu'a fournie l'acidule tartareux, du sulfure calcaire, et de l'hydrogène sulfuré.

Tartrite de fer, tartre martial, ou chalbé.

℞ acidule tartareux, ou crême de tartre. . 5 hectogrammes (℔j).
limaille de fer porphyrisée. . 128 gram. (℥ iv).

Faites bouillir dans une chaudière de fer, avec une quantité suffisante d'eau très-pure, jusqu'à ce que tout l'acidule soit dissous : filtrez la dissolution : faites évaporer de nouveau : versez la liqueur dans des vases de cristallisation : vous obtiendrez des cristaux par le refroidissement.

Digitized by Google

On décante la liqueur qui surnage : on la fait évaporer et cristalliser, jusqu'à ce qu'on ait obtenu tout le sel cristallisable.

Ce tartrite de fer convient dans les maladies hystériques, dans la cachexie, la jaunisse, la fièvre-quarte, dans l'engorgement des hypochondres. La dose est depuis 5 jusqu'à 8 décigrammes : s'il est pris à plus forte dose, il excite des nausées et le vomissement.

Remarques.

Dans cette combinaison, le fer décompose l'eau, s'oxide en s'emparant d'une partie de son oxigène, et devient habile à se combiner avec l'acide tartareux. Il en résulte un sel à base de potasse et de fer.

Il y a beaucoup plus de fer qu'il n'en faut pour saturer l'acidule tartareux.

Tartrite de fer soluble, ou tartre martial soluble.

℔ du tartrite de potasse,
vulgò sel végétal. 128 gram. (℥ jv).
du tartrite de fer en liqueur,
vulgò teinture de mars tartarisée. 5 hectogram.

Faites évaporer dans un vase de fer, au bain de sable, jusqu'à siccité.

Ce sel est déliquescent : on doit le conserver dans un flacon bien bouché.

Si on emploie du tartrite de soude, au lieu de tartrite de potasse, il attire moins l'humidité.

Le tartrite de fer soluble est analogue au précédent. C'est un sel à deux bases : il contient davantage de tartrite de potasse. Ses propriétés médicinales sont les mêmes.

Boules de mars, vulgò *de Nanci.*

℔ de la limaille de fer porphyrisée, une partie.
de l'acidule de potasse en poudre très-fine, deux parties.

On mêle ces deux substances exactement : on en

Digitized by Google

fait une pâte avec de l'eau-de-vie à 21 degrés : on ajoute assez de celle-ci pour qu'elle surnage la pâte d'un travers de doigt. Le tout étant placé dans une capsule de verre ou de faïence, on l'abandonne à l'air libre, en ayant soin de remuer le mélange avec une spatule d'ivoire, de tems en tems, dans la journée.

Lorsque l'eau-de-vie s'est vaporisée, on en ajoute une pareille quantité : on procède comme ci-dessus, et on répète l'addition de l'eau-de-vie et sa vaporisation jusqu'à trois fois, ou jusqu'à ce que la masse saline ait acquis une consistance pâteuse propre à être réduite en masse orbiculaire.

Alors on en forme des boules du poids de 32 grammes : on place ces boules sur une table de bois, à l'entrée d'une cave, afin que leur dessiccation s'opère dans le centre en même tems qu'à l'extérieur. Le lendemain on les retire de cette place, et on les roule dans la paume de la main humectée d'alcool : celui-ci favorise leur dessiccation en se vaporisant. Lorsque ces boules sont parfaitement sèches on les enferme dans des bocaux, ou des pots, ou boîtes, pour l'usage.

Les boules de mars sont destinées principalement à l'extérieur, comme vulnéraires dans les meurtrissures, les luxations, les hémorrhagies, etc. On en fait dissoudre dans de l'eau, dans de l'alcool aqueux, et on en applique des linges imprégnés sur les parties malades.

Remarques.

Les boules de mars sont du tartrite de fer et de potasse, avec excès d'oxide noir de fer, liés ou unis par l'extractif de l'eau-de-vie.

Teinture de mars tartarisée, ou tartrite de fer et de potasse en liqueur.

℞ limaille de fer porphyrisée. .	192 gram.	(℥ vi).
acidule de potasse	5 hecto.	(℔ i).

Digitized by Google

Faites bouillir dans une chaudière de fer avec beaucoup d'eau pendant au moins deux heures, en agitant de tems en tems le mélange : laissez reposer ensuite la matière : décantez et filtrez : faites évaporer la liqueur filtrée jusqu'à consistance d'un sirop liquide : coulez dans un flacon, et lorsqu'elle est parfaitement refroidie, ajoutez 32 grammes d'alcool.

Le tartrite de fer et de potasse en liqueur est un médicament précieux, beaucoup trop négligé : il est tonique : il convient dans les maladies des femmes, particulièrement dans les écoulements blancs : il excite l'appétit. On le donne à la dose de 20 à 40 gouttes, dans du vin, ou des potions appropriées.

Remarques.

Les phénomènes qui se passent dans cette opération sont les mêmes que ceux qui ont lieu pour le tartrite de fer. C'est un véritable tartrite de fer et de potasse en liqueur. L'alcool que l'on ajoute prévient la moisissure de l'extractif de l'acidule tartareux, et empêche la précipitation du fer qui ne manquerait pas de s'oxider aux dépens de l'oxigène de l'eau.

DE LA COMBINAISON.

§ II. *Des acides animaux avec les bases salifiables.*

Nous avons fait connaître les diverses espèces d'acides animaux qui ont été reconnus pour tels par les anciens chimistes, et nous les avons réduits à deux seulement qui méritaient d'y être justement compris ; savoir l'acide prussique et l'acide phosphorique. Ce dernier a été classé parmi quelques uns dans le rang des acides minéraux, sous le prétexte que, comme ceux-ci, son radical était à une seule base ; mais nous croyons qu'il est permis d'émettre une opinion différente, sur-tout lorsque nous venons à considérer que ce radical de l'acide phosphorique est essentiellement d'origine animale. (*Voyez* acides animaux, vol. II.

Digitized by Google

Nous nous bornerons, dans cette section, aux seules combinaisons de l'acide prussique et de l'acide phosphorique avec les bases salifiables les plus connues, d'où il résulte des sels qu'un pharmacien doit nécessairement connaître.

Prussiate de chaux, ou calcaire.

℥ une quantité donnée de terre calcaire pure; versez par dessus de l'acide prussique.

Il se forme un prussiate de chaux avec excès de base que l'eau a dissoute au delà de la saturation opérée par l'acide prussique. Pour enlever cet excès de base calcaire, on ajoute une quantité d'eau, précise, chargée d'acide carbonique, qui forme avec la chaux que l'eau a dissoute un carbonate calcaire qui se précipite : on filtre la combinaison de prussiate de chaux qui surnage, et on conserve ce sel *fluor* dans un flacon bien bouché, pour le garantir de tout accès d'acide carbonique.

Le prussiate calcaire est un puissant réactif pour reconnaître la présence du fer dans une eau minérale.

Prussiate de potasse.

Ce sel est un produit de la combinaison de l'acide prussique avec la potasse.

On peut l'obtenir de deux manières, savoir en traitant la potasse avec le sang de bœuf desséché, ou la corne animale par la combustion. *Voyez* bleu de Prusse, vol. II; ou en combinant directement la potasse avec l'acide prussique. Pour obtenir ce sel par ce second procédé, on prend de la potasse et de l'acide prussique, l'un et l'autre très-purs : on en opère la saturation, on filtre, et on fait évaporer jusqu'à siccité; puis on redissout, et on filtre de nouveau. On fait évaporer une seconde fois à une douce chaleur : on obtient des cristaux octaèdres dont les deux pyramides opposées sont tronquées.

Ce prussiate ne donne point de bleu avec les acides. C'est un excellent réactif.

Prussiate

Digitized by Google

Prussiate de soude.

Ce prussiate se prépare de la même manière que le précédent : il lui est très-analogue quant aux propriétés chimiques ; il en diffère par la nature de la base et la forme des cristaux.

Prussiate de fer.

Combinaison de l'acide prussique avec le fer. Ce prussiate se rencontre natif dans la nature; il est un des principes de la coloration des feuilles des végétaux. On l'obtient aussi à l'aide de l'art chimique. *Voy.* Bleu de Prusse, vol. II.

Prussiate de mercure.

℔ prussiate de fer, ou bleu de Prusse.	64 grammes	(℥ ij).
oxide de mercure rouge. .	32 grammes	(℥ i).
eau distillée.	192 grammes	(℥ vj).

On met le tout dans un matras, et on fait bouillir, en remuant continuellement, pendant une demi-heure. La liqueur prend une couleur jaune tirant sur le vert. On filtre, et on fait bouillir de nouveau le résidu avec deux autres parties d'eau. On filtre de nouveau, et on réunit les deux liqueurs, que l'on rapproche par l'évaporation pour obtenir des cristaux.

Ce sel est soluble; il cristallise en prismes tétraèdres terminés par des pyramides quadrangulaires dont les plans répondent aux arêtes du prisme. C'est ce que l'on nomme *prussiate de mercure.*

Remarques.

Dans cette opération, l'acide prussique abandonne le fer pour s'unir au mercure, pour lequel il a plus d'attraction.

Digitized by Google

Le citoyen *Chaussier* attribue au prussiate de mercure la propriété anti-syphillitique par excellence. Il assure l'avoir employé avec un succès qui tient du prodige. Il prétend que c'est un des remèdes secrets dont font usage les charlatans qui se vantent de posséder le remède unique pour guérir les maladies vénériennes. La dose est de 12 décigrammes dans un kilogramme d'eau distillée. On en prend trois à quatre cuillerées par jour dans un verre de boisson appropriée.

Des phosphates.

Les phosphates sont des produits de la combinaison de l'acide phosphorique avec des bases salifiables, et l'on entend par *phosphites* la combinaison de l'acide phosphoreux avec les mêmes bases.

Une remarque bien importante pour l'élève qui étudie les lois d'attractions chimiques, c'est que les combinaisons de l'acide phosphorique avec les bases terreuses, les alcalis, et quelques oxides métalliques, sont décomposées par les acides sulfurique, nitrique, muriatique, oxalique, etc., lorsqu'on opère à froid, et par l'intermède de l'eau; tandis que, si l'on opère à chaud, l'acide phosphorique a à son tour la propriété de décomposer les sulfate, nitrate, muriate de potasse.

Nous ne ferons mention que des combinaisons de l'acide phosphorique les plus connues et les plus employées en médecine.

Phosphate calcaire.

Combinaison de l'acide phosphorique avec la terre calcaire. Cette combinaison est très-répandue dans la nature. On la rencontre abondamment parmi les substances molles, fluides, et solides qui constituent généralement les animaux; on ne la rencontre pas moins abondamment parmi les corps minéraux généralement connus sous le nom de *fossiles* ou pétrifications animales. Le phosphate calcaire est peu soluble, et c'est à sa presque insolubilité que l'on doit rapporter l'extrême solidité que l'on remarque dans les ma-

Digitized by Google

tières osseuses des animaux ; mais dès qu'il y a excès d'acide phosphorique dans cette combinaison, le phosphate qui en résulte devient facilement soluble. *Voy.* Phosphate acidule calcaire, page 488, vol. II.

Phosphate de potasse.

Ce sel est le produit de la combinaison de l'acide phosphorique pur, opérée immédiatement avec la potasse. Il se prend en une espèce de gelée par l'évaporation, et ne donne point de cristaux ; il attire l'humidité de l'air, et il se résout en liqueur.

L'attraction de l'acide phosphorique pour la potasse paraît moindre que celle qu'il a pour la chaux, la baryte et la strontiane. D'après quelques expériences du citoyen *Vauquelin*, la soude paraît enlever cet acide à la potasse. Cette remarque peut devenir très-importante par la suite : elle fait connaître, quant à présent, qu'il est des circonstances où la potasse n'a pas constamment une puissance d'attraction plus forte pour les acides que les autres bases salifiables, comme on l'a pensé pendant long-tems, et tel qu'on le voit lorsqu'on consulte les anciennes tables d'affinité.

Le phosphate de potasse est encore peu connu : il est composé de potasse 46, acide phosphorique 54.

Phosphate de soude.

Ce sel est un produit de la combinaison du phosphate acidule calcaire avec le carbonate de soude.

Pour que ce sel cristallise aisément, il est nécessaire qu'il contienne un excès de soude. Lors de la combinaison de la soude avec l'acidule phosphorique, il y a précipitation de carbonate calcaire qui se forme aux dépens de l'acide carbonique du carbonate de soude On filtre la liqueur ; on fait évaporer, et on procède à la cristallisation.

La forme la plus ordinaire des cristaux est un

Digitized by Google

parallélipipède (1) rhomboïdal dont les angles sont quelquefois tronqués.

Si ce sel contient un excès d'acide, sa cristallisation est en petites lames foliées, comme nacrées, qui ressemblent à l'acide boracique cristallisé : c'est ce que *Bergman* appelait sel perlé de *Haupt.*

Le phosphate de soude verdit le sirop de violettes par l'excès de soude qu'il contient; il retient beaucoup d'eau de cristallisation, et il perd assez promptement sa transparence par son contact à l'air; mais il conserve sa forme, et ne s'effleurit pas comme la plupart des autres sels efflorescents.

Le phosphate de soude contient un peu de sulfate de soude, par la raison qu'il y a toujours un peu d'acide sulfurique de mêlé à l'acidule phosphorique.

Ce sel est d'un usage très-agréable, en ce que sa saveur est douce et peu salée, et qu'il est facilement soluble dans l'eau. C'est un purgatif doux à la dose de 16 à 32 grammes.

Phosphate d'ammoniaque liquide.

℥ du phosphate acidule calcaire; saturez cet acidule avec du carbonate d'ammoniaque, par préférence à l'ammoniaque caustique. Il se précipite du carbonate calcaire pendant la combinaison. Filtrez cette saturation, et ajoutez un peu d'ammoniaque caustique pour restituer celle qui s'est évaporée pendant la filtration, afin que la saturation en soit parfaite.

On emploie ce phosphate à la dose de 12 à 24 gouttes dans une potion appropriée. C'est un puissant tonique; il convient dans les maladies aiguës, et pour rétablir les forces épuisées. C'est un puissant aphrodisiaque.

Phosphate d'ammoniaque cristallisé.

Pour préparer ce sel, on fait évaporer le phosphate

(1) Six surfaces rectangles parallèles les unes aux autres.

Digitized by Google

d'ammoniaque liquide ci-dessus décrit, à une douce chaleur, et on obtient par le refroidissement des cristaux. On a soin d'ajouter de l'ammoniaque caustique à mesure que le sel s'évapore, pour remplacer celle qui se vaporise : sans cette précaution, le sel serait avec excès d'acide.

La forme de ses cristaux est celle d'un prisme à quatre pans réguliers, terminé par des pyramides quadrilatères également régulières.

Le phosphate d'ammoniaque ne s'altère point à l'air. L'action du calorique dégage l'ammoniaque, et l'acide phosphorique reste vitrifié.

On fait usage de ce phosphate à la dose de 2 à 6 décigrammes. Ses propriétés sont les mêmes que celles du précédent.

§. III. *Des combinaisons des acides minéraux avec les bases salifiables.*

Nous suivrons, à l'égard des combinaisons des diverses espèces d'acides minéraux, le même mode que nous avons adopté pour les acides végétaux et animaux, c'est-à dire que nous ne nous attacherons à faire connaître avec quelques détails que les sels qui sont vraiment utiles à la médecine, et que l'on est dans l'usage de préparer dans les laboratoires de pharmacie. Ainsi, par exemple, les sulfites, nitrites que l'on peut préparer avec les acides sulfureux et nitreux, n'étant pas d'un usage recommandé, nous ne les citerons qu'autant qu'il nous paraîtra indispensable d'en donner une idée, pour ne pas faire des lacunes dans cette partie de l'enseignement.

Aux combinaisons de ces acides avec les bases salifiables, nous ferons succéder celles qui résultent de chacun de ces acides avec les oxides métalliques. Il nous semble infiniment plus commode pour l'étudiant d'avoir sous la même série l'histoire complète de toutes les combinaisons qui appartiennent à la même espèce d'acide.

Digitized by Google

Des sulfates.

Les sulfates sont des produits de la combinaison de l'acide sulfurique avec les diverses bases salifiables et métalliques : les uns sont avec excès d'acide; d'autres au contraire avec excès de base ; une troisième sorte se présente à l'état neutre proprement dit.

Ces trois états salins des sulfates leur donnent en général des caractères physiques assez distincts les uns des autres pour les reconnaître, tantôt par la saveur qui est styptique dans les premiers, amère dans les seconds, presque nulle dans les troisièmes.

On remarque encore que les sulfates retiennent plus ou moins d'eau de cristallisation, et que c'est à la présence de celle-ci que l'on peut rapporter leur solubilité, leur moindre solubilité, et leur insolubilité ; mais ce dernier caractère appartient spécialement aux sulfates métalliques avec excès de bases.

Nous connaissons trois agens principaux qui décèlent les sulfates : savoir, 1°. la baryte ajoutée à un sulfate en dissolution ; il se forme à l'instant un sulfate de baryte qui, à raison de sa presque insolubilité, se précipite ; 2°. l'addition de l'alcool, lequel s'empare de l'eau qui tient en dissolution le sel, et le précipite en cristaux.

3°. Le chalumeau sur le charbon, à l'aide de la lampe de l'émailleur ; le sulfate alkalin sec est décomposé par le charbon ; l'acide sulfurique cède son radical (le soufre) ; il y a dégagement de gaz acide carbonique, et formation de sulfure.

L'ordre d'attraction des bases salifiables pour l'acide sulfurique est tel qu'il suit : baryte, potasse, soude, strontiane, chaux, ammoniaque, magnésie, glucine, alumine, zircone.

Nous ne ferons mention ici que des espèces de sulfates que l'on prépare dans les laboratoires de pharmacie.

Digitized by Google

Sulfate de Potasse.

Tartre vitriolé, sel de duobus, sel polychreste de Glazer, *arcanum duplicatum, vitriol de potasse.*

Combinaison de l'acide sulfurique avec la potasse.

On peut préparer ce sel d'une infinité de manières, soit en combinant directement l'acide sulfurique affaibli par l'eau avec la potasse en liqueur, soit par attraction élective simple ou double, en faisant rencontrer la potasse avec l'acide sulfurique déjà combiné avec une base dont l'attraction sera moindre pour l'acide que celle de la potasse pour le même acide; c'est ainsi que nous l'avons déjà fait connaître en traitant de la décomposition du sulfate d'alumine par la potasse, dans l'opération du prussiate de fer. *Voy.* Prussiate de fer; ou bien en faisant rencontrer deux sels dont l'un sera à l'état de sulfate avec une base autre que la baryte et la potasse, et dont l'autre sera à base de potasse combinée avec tout autre acide que l'acide sulfurique.

Ce jeu de combinaisons opéré par l'attraction élective simple ou double, s'exerce à chaque instant dans les laboratoires de pharmacie, et dans les ateliers des arts chimiques.

Glazer avait imaginé de préparer un sel auquel il avait donné le nom de *sel polychreste* (1), et qui était un vrai sulfate de potasse. Voici comme il composait ce sel.

Il faisait un mélange de parties égales de nitrate de potasse et de soufre sublimé. Il opérait la déflagration de ce mélange dans un creuset rouge de feu; ensuite il dissolvait la matière qui restait dans le creuset, dans une suffisante quantité d'eau; il filtrait cette dissolution, la faisait évaporer, et il obtenait par le refroidissement des cristaux qui étaient du sulfate de potasse.

(1) Utile à beaucoup de maladies.

Digitized by Google

On conçoit que, par la déflagration du nitrate de potasse, par le soufre, il se fabrique de l'acide sulfurique qui se combine avec la base du nitre, et forme du sulfate de potasse.

Le sulfate de potasse, préparé immédiatement, consiste à prendre de la potasse carbonatée en dissolution dans l'eau, d'une part, et de l'acide sulfurique affaibli, de l'autre. On ajoute l'acide à l'alcali, jusqu'à ce que le dernier soit parfaitement neutralisé.

On reconnaît que la neutralisation est parfaite lorsque la liqueur saline ne change les teintures bleues végétales ni en rouge ni en vert : alors on filtre la liqueur, on la fait évaporer et cristalliser.

Remarques.

Il est nécessaire d'employer beaucoup d'eau pour opérer cette combinaison, par la raison que ce sulfate, étant peu soluble, se déposerait en cristaux confus au fond du vase, à mesure que l'acide s'unirait à la potasse. J'ai remarqué en outre qu'en faisant chauffer les liqueurs, la combinaison en devenait beaucoup plus facile.

Au moment de l'union de l'acide avec la potasse carbonatée, il se fait un dégagement d'acide carbonique avec une vive effervescence ; lorsque celle-ci cesse de se manifester, on peut essayer si la neutralisation est parfaite, par les réactifs d'essais : la saveur fortement amère est un indice de neutralisation. Le sulfate de potasse donne pour cristaux des solides à dix-huit côtés, terminés à chaque extrémité par une pyramide à six faces.

Si on met ce sel cristallisé sur des charbons ardents, il pétille et décrépite avec bruit, ce qui prouve qu'il y a une grande union entre les molécules salines et l'eau de cristallisation, et qu'il faut un certain effort pour lui enlever celle-ci. Les proportions entre les principes qui constituent ce sel sont, acide sulfurique 40, potasse 52, eau 8.

Le sulfate de potasse convient dans les maladies de

Digitized by Google

la rate, pour résoudre et chasser les humeurs épaisses; il est recommandé dans la jaunisse, dans l'hydropisie, dans les fièvres, dans les maladies laiteuses. La dose est depuis 12 décigrammes jusqu'à 8 gram.

On parvient à décomposer le sulfate de potasse par la baryte, l'un et l'autre étant en dissolution dans l'eau. On peut aussi le décomposer par le charbon, à une haute température. L'acide sulfurique se décompose; il cède son oxigène au carbone qui se convertit en acide carbonique, et son radical (le soufre) s'échappe; ce qui reste dans le creuset est du carbonate de potasse.

On parvient encore à décomposer ce sel en mettant en contact partie égale en poids de sulfate de potasse en poudre, et d'acide nitrique à 36 degrés. On introduit le tout dans un matras, et on fait chauffer au bain de sable jusqu'à ce que le sel soit dissout. Alors on coule dans une capsule de verre, et on obtient par le refroidissement du nitrate de potasse cristallisé, et du sulfate acide de potasse. La décomposition n'a été que partielle.

Le sulfate de potasse, ajouté au sulfate d'alumine neutre cubique, convertit ce dernier en sulfate acide d'alumine octaèdre. Cette découverte est due au célèbre *Vauquelin*.

Tackenius a imaginé de faire un sel que l'on a nommé *sel de duobus*, qui est encore un véritable sulfate de potasse, en décomposant du sulfate de fer par la potasse.

Le fer se précipite à l'état d'oxide, et cède son acide à la potasse. Lors de cette décomposition et de la nouvelle combinaison qui en résulte, il s'opère une vive effervescence, le mélange offre un liquide épais d'une couleur jaune, verte, et bleue; on étend cette combinaison nouvelle dans beaucoup d'eau, on laisse reposer, on décante, on filtre, et on fait évaporer pour obtenir des cristaux. Ce qui reste sur le filtre est de l'oxide de fer noir et jaune, et du carbonate de fer en partie.

Digitized by Google

Sulfate acide de potasse.

Si l'on chauffe dans un matras ou une cornue du sulfate de potasse avec le tiers de son poids d'acide sulfurique concentré, on obtient par le refroidissement des cristaux en aiguilles qui s'élèvent sur les parois du vase.

Ce sel est beaucoup plus soluble que le sulfate de potasse neutre; il rougit les couleurs bleues végétales; il se combine avec les alcalis.

Sa saveur est aigre, piquante et amère; il n'attire pas l'humidité : soumis à l'action du feu, il entre en fusion et il se convertit en une espèce de verre opaque ou d'émail blanc d'une saveur très-acide. Il est plus facilement décomposable par les corps combustibles, que le sulfate de potasse. On en prépare une boisson acide-laxative avec l'eau et le sucre.

Sulfate de soude, ou sel de Glauber.

Le sulfate de soude est très-répandu dans la nature. On le rencontre dans les fontaines salées de la Lorraine, dans les eaux de la mer, dans plusieurs eaux minérales; il se trouve tout formé dans le sel *d'Epsom* du commerce, qui nous vient de la Lorraine; mais il s'y rencontre uni avec d'autres sels neutres, tels que le sulfate de magnésie, et souvent du muriate calcaire.

Le sulfate de soude est la combinaison de l'acide sulfurique avec la soude. On peut donc l'obtenir directement en combinant la soude cristallisée avec l'acide sulfurique. On l'obtient aussi en décomposant le muriate de soude par l'intermède de l'acide sulfurique. C'est par l'un et l'autre de ces procédés que l'on parvient à obtenir ce sel très-pur. *Voyez* Acide muriatique, page 72 de ce volume. Quant au premier procédé annoncé, voici en quoi il consiste :

On fait dissoudre du carbonate de soude dans de l'eau; on filtre la solution; on y ajoute de l'acide sulfurique étendu d'eau, jusqu'à parfaite saturation; on filtre de nouveau, on fait évaporer, et on obtient par

Digitized by Google

le refroidissement des cristaux en prismes à six pans cannelés dans leur longueur, dont deux sont constamment plus larges que les autres; chaque cristal est terminé par une pyramide à deux pans, formant un toit.

Ce sel contient plus de moitié de son poids d'eau de cristallisation; il est facilement soluble dans l'eau : sa saveur est amère et fraîche.

Si l'on soumet le sulfate de soude à l'action du calorique, il entre d'abord dans la fusion nommée *aqueuse*, ensuite dans la fusion *ignée*. Alors il offre par le refroidissement une matière vitreuse opaque qui ressemble à l'émail blanc. Si l'on pousse plus loin l'action du feu, il se réduit en vapeurs.

Le sulfate de soude exposé au contact de l'air perd son eau de cristallisation, il tombe en efflorescence et perd sa forme cristalline complètement. Dans cet état, ce sel, comparé au même cristallisé, présente plus de moitié moins de volume à poids égal. Il sert avantageusement à la rectification de l'alcool.

Le sulfate de soude est employé très-utilement en médecine, comme excellent purgatif.

Le charbon décompose le sulfate en s'emparant de l'oxigène de l'acide sulfurique, et le radical (le soufre) de cet acide se porte sur la soude et forme un sulfure. Ce moyen seul ne suffit pas pour obtenir la soude complètement. Voici le procédé qu'a proposé le citoyen *Leblanc* :

℣ sulfate de soude.	10 myriagrammes (204 ℔).
carbonate calcaire ou craie.	5 myriagrammes (102 ℔).
charbon bien sec et pulvérisé.	3 myriagr. (61 ℔ ℥ v. ʒ vj).

On soumet ce mélange à l'action du feu.

On obtient du sulfure de chaux, du carbonate de de soude que l'on peut séparer par la lixiviation et la cristallisation.

La décomposition du sulfate de soude par ce procédé se conçoit pour peu que l'on soit versé dans la connaissance des attractions chimiques.

Digitized by Google

Le charbon décompose l'acide sulfurique du sulfate de soude, et met sa base soufre à nu. Il y a, par suite de cette décomposition de l'acide, formation d'acide sulfureux et d'acide carbonique. L'acide sulfureux, une fois formé, reste combiné avec la soude et forme un sulfite de soude. A mesure que le soufre est mis à nu, il se combine avec la chaux et forme un sulfure calcaire, tandis que d'un autre côté la soude se combine avec l'acide carbonique de la craie et une partie de celui qui se fabrique pendant la décomposition de l'acide sulfurique par le carbone. De tout ce qui précède il suit que les nouveaux produits qui participent de la décomposition du sulfate de soude par la craie, ou carbonate calcaire et le charbon, sont :

1°. De l'acide carbonique et de l'acide sulfureux.

2°. Du sulfite de soude.

3°. Du carbonate de soude.

4°. Du sulfure calcaire (1).

Le citoyen *Chaussier* a fait connaître un sel singulier résultant de la décomposition du sulfate de soude, par le procédé des citoyens *Payen* et *Bonnelier*. Il avait donné d'abord à ce sel le nom d'hydrosulfure sulfuré de soude; mais le citoyen Vauquelin, après avoir examiné ce sel de nouveau, a cru pouvoir assurer que ce sel était du sulfite de soude sulfuré.

Voici quelles sont les propriétés physiques qu'on a reconnues à ce sel :

1°. Sa forme est un prisme à quatre pans rhomboïdaux, terminés par des pyramides très-courtes.

2°. Il est blanc et parfaitement transparent.

3°. Sa saveur est d'abord fraîche, amère, et légèrement alcaline ensuite; enfin elle laisse dans la bouche l'impression de l'acide sulfureux.

4°. Il n'a point d'odeur.

(1) On décompose actuellement le sulfate de soude avec le carbonate de potasse; on obtient du sulfate de potasse et du carbonate de soude : il n'y a rien de perdu.

Digitized by Google

5°. Il ne s'altère point à l'air humide. Ce sel n'est pas encore bien connu. Il paraît convenir dans les maladies psoriques. Extrait du Journal de Pharmacie, page 491.

La potasse caustique décompose le sulfate de soude à raison des puissances d'attraction.

Les acides nitrique et muriatique exercent sur ce ce sel une action décomposante partielle.

Sulfate acide de soude.

Si l'on traite le sulfate de soude avec l'acide sulfurique, de la même manière que pour le sulfate de potasse, on obtient un sulfate acide de soude.

Nota. Les sulfates de strontiane, de chaux, de zircone, de glucine, ne font point partie des sels propres à l'usage de la médecine.

Sulfate d'ammoniaque, vitriol ammoniacal, ou sel secret de Glauber.

Ce sel est un produit de la combinaison de l'acide sulfurique avec l'ammoniaque.

Pour préparer ce sel, on prend du carbonate d'ammoniaque en solution dans l'eau, on verse par dessus de l'acide sulfurique étendu d'eau, par petites parties, jusqu'à parfaite saturation. On filtre la liqueur, on la fait évaporer à une douce chaleur, jusqu'à légère pellicule, et on obtient par le refroidissement des cristaux en prismes comprimés à six pans, dont deux plus larges que les autres, ou, selon quelques uns, à quatres pans terminés par une pyramide quadrangulaire.

Remarques.

Il s'opère une vive effervescence pendant la combinaison.

On parvient à obtenir du sulfate acide d'ammoniaque par l'évaporation et la sublimation, par la raison que l'ammoniaque se volatilise en partie pendant l'évaporation.

Ce sel est fort peu d'usage en médecine.

Digitized by Google

Sulfate de magnésie, sel d'Epsom d'Angleterre, sel d'Agra, de Seidschutz, de Sedlitz, sel cathartique amer.

Sel produit par la combinaison de l'acide sulfurique avec la terre magnésienne. Il reçoit ses différents noms de celui des diverses fontaines d'où on le retire, de sa propriété cathartique, et de sa saveur amère.

On pourrait préparer ce sel en combinant directement la magnésie pure avec l'acide sulfurique; mais tout le sulfate de magnésie que l'on trouve chez les pharmaciens, leur arrive par la voie du commerce. Il est en petits cristaux, confus, formés en petites aiguilles.

On a cru pendant long-tems que ce sel attirait l'humidité de l'air parce qu'en effet il est toujours humide; mais il doit cet état à la présence du muriate calcaire qui attire l'humidité et auquel il est uni.

Les pharmaciens purifient ce sel par la solution dans l'eau, la filtration, et la cristallisation. Ses cristaux sont des prismes à quatre pans égaux, lisses, terminés par quatre pyramides égales. On opère la solution à froid, et l'évaporation spontanée à l'air libre.

On décompose ce sel par le carbonate de potasse et on obtient du carbonate de magnésie. Si on le décompose par le charbon, on obtient du sulfure de magnésie. *Voy.* Magnésie, pag. 33, et sulfure de magnésie, pag. 92 de ce volume.

Le sulfate de magnésie est très-amer. C'est un puissant purgatif à la dose de 4 jusqu'à 16 grammes. Il contient acide sulfurique 33, magnésie 19, eau 18.

Sulfate ammoniaco-magnésien.

Ce sel est l'union de deux sels, et non pas un sel à deux bases, comme l'a fort bien remarqué le citoyen Fourcroy.

Digitized by Google

On peut le préparer directement en mêlant les dissolutions du sulfate de magnésie et du sulfate d'ammoniaque, opérées séparément. Les deux liqueurs se troublent au moment de leur réunion, et cristallisent peu de tems après.

Si l'on ajoute de l'acide sulfurique à du sulfate de magnésie, on obtient un sulfate de magnésie avec excès d'acide; et si à ce sulfate acide on ajoute de l'ammoniaque, on opère un sulfate ammoniaco-magnésien.

Ce sel est d'une saveur amère, urineuse, plus soluble que le sulfate de magnésie, mais moins soluble que le sulfate d'ammoniaque. Il cristallise en dodécaèdre, quelquefois à quatre pans.

On reconnaît la présence de l'ammoniaque en triturant ce sel avec de la chaux, de la baryte, ou de la strontiane, parce que ces terres décomposent le sulfate d'ammoniaque. On le décompose aussi par les alcalis, et par le feu.

Le sulfate ammoniaco-magnésien est connu depuis bien peu de tems; on pourrait l'appliquer à l'usage de la médecine sur-tout dans les cas d'engorgemens dans les glandes, dans l'épaississement de la lymphe, à la dose de 12 décigrammes jusqu'à un gramme.

Du sulfate d'alumine.

On doit distinguer plusieurs sortes de sulfate d'alumine, en conséquence de la combinaison de cette base avec l'acide sulfurique.

Cette combinaison peut s'opérer de diverses manières, savoir avec l'alumine seule, avec l'alumine unie à d'autres bases, telles que la potasse ou l'ammoniaque, séparément ou simultanément, dans l'état neutre, et dans l'état de sulfate acide.

D'après les travaux du citoyen *Vauquelin*, on est autorisé à admettre sept espèces de sulfate d'alumine.

1°. Le sulfate d'alumine obtenu par la combinaison immédiate de l'acide sulfurique et de l'alumine. Ce sel cristallise en lames ou feuillets plians; il est

Digitized by Google

soluble dans l'eau ; il est astringent. Ce sel est encore peu connu.

2°. Le sulfate acide d'alumine. C'est le précédent avec excès d'acide : comme le premier, ce sel est très-peu connu.

3°. Le sulfate d'alumine et de potasse saturé ou neutre. Il est pulvérulent, indisoluble, incristallisable: on peut le convertir en sulfate acide, ou véritable alun, par l'addition de l'acide sulfurique.

4°. Le sulfate acide d'alumine et de potasse. On peut le préparer immédiatement, comme il vient d'être dit : celui de la tolfa est de cette nature.

5°. Le sulfate d'alumine et d'ammoniaque : celui-ci se prépare dans les laboratoires de chimie : il n'est pas en usage jusqu'à présent.

6°. Sulfate acide d'alumine, de potasse et d'ammoniaque ; c'est l'espèce que l'on fabrique dans les manufactures.

7°. Le sulfate acidule d'alumine et de potasse avec un peu plus de potasse que ce qu'il en est nécessaire pour donner des cristaux octaèdres, et qui passe à la forme cubique.

De toutes ces espèces c'est la sixième qui est la plus fréquemment employée soit en chimie, soit dans les arts. Ce sel ne se fabrique pas dans les laboratoires des pharmaciens. *Voy.* pag. 81, du premier volume de mon Cours Elémentaire d'Histoire Naturelle Pharmaceutique.

On prépare avec le sulfate acide d'alumine (l'alun) une eau alumineuse pour les engelures, des pilules d'alun avec le sang-dragon : il entre dans plusieurs compositions.

On prépare l'alun dit *calciné*, en le privant de son eau de cristallisation par l'action du calorique.

Cet alun calciné est léger, et occupe beaucoup de volume : il est d'une belle blancheur. On s'en sert pour consumer les chairs baveuses.

On prépare avec le sulfate acide d'alumine, le miel

miel, le sucre, ou la farine, une poudre noire qui porte le nom de pyrophore d'Homberg.

Pyrophore.

C'est un sulfure hydrogéné d'alumine et de potasse mêlé de carbone extrêmement divisé.

On mêle trois parties de sulfate d'alumine, et une de sucre : on fait dessécher cette poudre dans une poêle de fer. Le mélange éprouve d'abord la combustion aqueuse, il se boursoufle, ensuite il devient sec et il se charbone en partie : on le réduit en poudre. Alors on l'introduit dans un matras à col étroit et long : on place ce matras dans l'intérieur d'un creuset, on le couvre de sable, et on échauffe le creuset jusqu'à ce qu'il devienne rouge, et jusqu'à ce qu'il sorte du matras une flamme bleuâtre. Alors on retire le vase du feu, on bouche le matras pour suffoquer la flamme; et lorsque les vases sont un peu refroidis, on verse le pyrophore dans un flacon vide d'air.

Ce pyrophore a la propriété de s'enflammer par son contact à l'air.

D'après l'explication que donne le citoyen *Fourcroy* de sa combustion, il se forme de l'acide carbonique et de l'acide sulfurique. Le résidu de la combustion est du sulfate d'alumine non acide.

Des sulfates métalliques.

Sels produits de la combinaison de l'acide sulfurique avec les oxides métalliques.

La plupart des métaux peuvent être attaqués par l'acide sulfurique ; mais tous ne forment pas avec cet acide des sels propres à l'usage de la médecine. Nous ne nous arrêterons que sur les espèces de sulfates métalliques qui se préparent dans les laboratoires de pharmacie.

Sulfate de mercure.

d'après les travaux des chimistes modernes, on reconnaît trois sortes de sulfate de mercure ; le pre-

Digitized by Google

mier est à l'état de sulfate acide; le second est le sulfate de mercure neutre; et le troisième est le sulfate de mercure avec excès de base, autrement connu sous le nom de *turbith minéral.*

Ces trois sulfates mercuriels se préparent dans une même opération, sauf les modifications que l'on fait subir à chacun en particulier.

Le mercure ne peut être attaqué par l'acide sulfurique qu'autant que celui-ci est concentré et élevé à une certaine température.

On prend la quantité que l'on veut de mercure, on l'introduit dans une cornue de verre; on verse par dessus de l'acide sulfurique à 66 degrés : on place la cornue dans un bain de sable; on adapte au bec de la cornue une allonge, un ballon, et l'appareil hydrargiro-pneumatique.

Alors on élève la température par gradation : peu à peu il s'excite une effervescence vive, il s'opère un dégagement considérable de gaz acide sulfureux, et il passe dans la cornue un peu d'eau chargée de ce gaz acide. On pousse la distillation jusqu'à ce qu'il ne reste plus dans la cornue qu'une substance sèche qui ressemble à une matière saline.

On prend cette masse saline blanche, on la met dans un grand vase de faïence ou de terre vernissée, et l'on verse dessus une grande quantité d'eau chaude très-limpide. L'eau, en affoiblissant l'acide, donne lieu à la précipitation d'une poudre jaune, qui est le sulfate de mercure avec excès de base, ou *turbith minéral.* Si l'on rapproche par l'évaporation la liqueur qui surnage, on obtient du sulfate acide de mercure en cristaux très-déliés, figurés en aiguille.

Pour obtenir le sulfate de mecure à l'état neutre, on lave ces cristaux avec un peu d'eau froide et à petites doses fractionnées, jusqu'à ce que l'eau des lavages ne change plus la couleur du papier bleu, il reste un sel blanc sans acidité, beaucoup moins

Digitized by Google

âcre et moins corrosif, et que l'on peut considérer comme un sel métallique véritablement neutre.

On précipite le turbith ou sulfate de mercure avec excès de base avec de l'eau chaude, si l'on veut l'obtenir jaune; tandis que si on le précipite avec de l'eau froide, on n'obtient qu'un précipité blanc. Le nom de *turbith* lui a été donné à cause de l'analogie de sa couleur avec celle du turbith végétal. On peut appercevoir combien cette dénomination est impropre.

Les deux premières sortes de sulfates de mercure ne sont pas employées en médecine. Celle que l'on connaît sous le nom de turbith minéral est employée dans les maladies vénériennes et dartreuses, à la dose de 5 centigrammes jusqu'à 2 décigrammes, en pilules dans un excipient convenable. Les Anglais en ont introduit l'usage, pour guérir la maladie des chiens.

Remarques.

Le mercure est à l'égard de l'acide sulfurique un agent de décomposition à l'aide du calorique. Il s'empare de l'oxigène de cet acide, et, en déplaçant le soufre qui est son radical, il donne lieu au dégagement du gaz acide sulfureux.

Le turbith minéral a besoin de deux mille parties d'eau pour être soluble dans ce liquide.

Sulfate de zinc.

L'acide sulfurique peut être combiné directement avec le zinc; mais il faut que l'acide soit élevé à une haute température pour opérer cette combinaison, et alors on obtient du sulfate de zinc et de l'oxide de ce métal en même tems. Le sel cristallise en prismes tétraèdres terminés par des pyramides quadrilatères. Lorsque ce sel est bien pur et cristallisé, il prend le nom de *gilla-vitrioli.*

Tout le zinc que l'on trouve dans le commerce de la droguerie, se prépare avec la blende ou sulfure

Digitized by Google

de zinc natif. Il se prépare en grand à Rammelsberg, et à Goslard, ville impériale de la Basse-Saxe.

On s'en sert extérieurement. Le *gilla-vitrioli* a été recommandé anciennement dans l'apoplexie séreuse. C'est un vomitif, à la dose de 12 décigrammes. Mais il est totalement tombé en désuétude. *Voy.* Sulfate de zinc, pag. 107, première partie.

Si on élève le sulfate de zinc à une haute température, il passe à l'état de sulfite. On prépare encore ce sulfite avec de l'oxide de zinc blanc et de l'acide sulfureux très-concentré. Il cristallise plus facilement que le premier; sa saveur est moins piquante, plus styptique, et il est moins dissoluble dans l'eau.

Sulfate d'étain.

L'acide sulfurique concentré, ou affaibli par un peu d'eau, se combine avec l'étain, forme du sulfate d'étain qui cristallise en aiguilles fines, entrelacées les unes dans les autres : il y a, pendant la combinaison, dégagement de gaz sulfureux, du soufre de formé qui reste liquide à la surface de la dissolution, tant qu'elle est chaude, et qui se précipite par le refroidissement.

Le sulfate d'étain est encore peu connu.

Sulfate de plomb.

L'acide sulfurique concentré dissout le plomb à l'aide d'une haute température. Si on l'étend dans l'eau, il se précipite un oxide de plomb contenant un peu d'acide sulfurique : c'est un sulfate avec excès de base. La dissolution qui surnage donne par l'évaporation des cristaux en aiguilles.

Ce sel n'est pas d'usage en médecine.

Sulfate de fer.

Combinaison très-connue de l'acide sulfurique étendu d'eau avec le fer. L'eau sert d'intermède, prédisposant la combinaison de cet acide avec ce

Digitized by Google

métal. Il y a dégagement de gaz hydrogène par la décomposition de l'eau, oxidation du fer par l'oxigène de l'eau décomposée, et dissolution de l'oxide par l'acide sulfurique non décomposé. Ce sel cristallise en rhombes et contient plus de la moitié de son poids d'eau de cristallisation. Si on le fait chauffer, il se liquéfie et bouillonne, l'eau s'évapore, et on obtient ce que l'on connaît sous le nom de *sulfate de fer calciné à blancheur.*

Distillé à la cornue, il donne de l'acide sulfurique d'abord faible et ensuite concentré : en poussant la distillation à une haute température, l'acide passe noir, exhale une odeur d'acide sulfureux ; sur la fin, l'acide passe sous forme concrète, et prend le nom *d'acide sulfurique glacial.* Cet acide distillé de nouveau donne du gaz sulfureux et passe blanc et fluide.

Colcothar.

C'est le sulfate de fer calciné au rouge. Cette opération se fait dans un creuset à l'air libre. Si on lave ce sulfate avec excès de base, on en sépare un sel blanc nommé *sel de colcothar* ; ce qui reste après les lotions est un pur oxide de fer nommé terre douce de vitriol.

Les sulfates de fer sont beaucoup plus employés dans les arts que dans la médecine. *Voy.* Sulfate de fer, pag. 102, vol. I de la première Partie.

Sel de mars de Rivière.

℥ de l'acide sulfurique alcoolique préparé avec deux parties d'alcool et une partie d'acide sulfurique concentré. Mettez ce mélange dans une poêle de fer, laissez en repos pendant quelques jours. L'acide agit sur le fer, l'alcool s'évapore, et il reste un sel concret que l'on enlève, et que l'on conserve pour l'usage.

Ce sel est tonique et apéritif. On le prend à la dose de 4 à 6 décigrammes.

Digitized by Google

Sulfate de cuivre.

Ce sel se prépare en grand avec le sulfure de cuivre ou pyrites cuivreuses. *Voy.* Sulfate de cuivre, pag. 105, première Partie, vol. I. On peut le préparer en combinant le cuivre avec l'acide sulfurique élevé à une haute temperature. On obtient dans la même opération du sulfate et de l'oxide de cuivre. Il y a dégagement de gaz sulfureux. Ce sulfate cristallise en rhombes allongés. Exposé à l'air, il perd son eau de cristallisation. Ce sel est décomposable par les bases alcalines. L'ammoniaque le précipite et le redissout lorsqu'il y est ajouté en excès, et forme ce que l'on nomme *eau bleue de ciel.* On prépare avec ce sel, un oxide à l'usage des peintres, connu sous le nom de cendre bleue. Pour cela, on fait dissoudre le sulfate de cuivre dans de l'eau; on filtre la solution; on précipite le cuivre par l'intermède de l'eau de chaux, et on avive le précipité avec l'ammoniaque.

La saveur du sulfate de cuivre est d'une stypticité qui va même jusqu'à la causticité. On s'en sert pour consumer les chairs baveuses, pour guérir les petits aphtes de la bouche, arrêter les progrès des chancres vénériens. La plus grande consommation s'en fait pour la teinture, dans les fabriques de toiles, façon indienne, et pour les papiers d'appartements (1).

Sulfate d'argent.

On obtient un sulfate acide d'argent en soumettant ce métal à l'action de l'acide sulfurique très-concentré et élevé à une haute température. Il y a dégagement d'acide sulfureux. On ajoute de nouvel acide pour l'obtenir en dissolution et le faire cristalliser. Ses cristaux sont de petites aiguilles.

Ce sel est très-âcre et très-caustique.

(1) Le sulfate de cuivre, le nitrate de potasse, le sulfate d'alumine, de potasse, et d'ammoniaque ou l'alun, liquéfiés dans leur eau de cristallisation, forment ce que l'on connaît sous le nom de *pierre ophtalmique* ou médicamenteuse. On y introduit un peu de camphre et on s'en sert dans l'eau à très-petites doses.

Digitized by Google

Des Nitrates.

Les nitrates sont des produits de la combinaison de l'acide nitrique avec les bases salifiables, et les oxides métalliques.

Nous suivrons le même ordre, à leur égard, que nous avons suivi à l'égard des sulfates. C'est-à-dire que nous ne citerons que les espèces de nitrates qu'il est indispensable qu'un pharmacien connaisse et sache préparer.

Nitrate de baryte.

On prépare le nitrate de baryte après avoir opéré la décomposition du sulfate de ce nom par le charbon. Alors on verse sur le sulfure de baryte qui s'est formé, et que l'on a fait dissoudre dans l'eau, suffisante quantité d'acide nitrique pour précipiter le soufre et former du nitrate avec la base de ce sulfure.

Ce sel cristallise en octaèdre; sa saveur est piquante et styptique: il est composé d'acide nitrique 38, baryte 50, eau 12.

Il est soluble dans dix ou douze fois son poids d'eau froide, et beaucoup plus soluble dans l'eau chaude; en sorte que la plus grande partie se cristallise par le refroidissement.

Le nitrate de baryte n'est point décomposable par les terres alcalines, mais il peut être décomposé par plusieurs acides tels que les acides sulfurique, oxalique, et tartareux; il peut l'être aussi par des sels neutres à raison de l'attraction élective double. Il devient utile pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique, et le séparer de l'acide nitrique lorsqu'il s'y rencontre. Il devient donc dans plusieurs circonstances un réactif intéressant.

L'union que contracte la baryte avec l'acide nitrique n'est pas telle que celui-ci puisse résister à l'action du calorique. Nous avons vu que, pour obtenir la baryte pure, on exposait ce nitrate à l'action du calorique dans une cornue; que ce sel se décomposait,

Digitized by Google

donnait du gaz oxigène mêlé de gaz azote, et que la baryte restait dans la cornue, qu'il ne s'agissait plus que de la laver pour l'obtenir pure.

Le nitrate de baryte n'est pas employé en médecine.

Nitrate de potasse, nitre, sel de nitre, salpêtre

Combinaison de l'acide nitrique avec la potasse. Ce sel est actuellement bien connu des chimistes, surtout depuis l'excellent Mémoire de M. *Thouvenel*, et les belles Observations de M. *Cavendisch*, qui nous ont appris que les principes constituants de l'acide nitrique étaient de l'azote combiné avec de l'oxigène, que le premier était dégagé à l'état de gaz des matières animales en fermentation, et que son attraction pour l'oxigène était telle que par-tout où il le rencontrait, il tendait à se combiner avec lui. Nous ne sommes plus étonnés de la conversion opérée par le tems, du sulfate calcaire vulgairement appelé *plâtre*, qui tapisse les murs des grandes villes, ceux des habitations qui renferment des animaux, ceux qui avoisinent les matières animales et végétales en putréfaction, nous ne sommes plus étonnés de voir ce sulfate converti en nitrate calcaire.

Il est peu de combinaisons salines qui soient aussi généralement répandues que le nitrate de potasse. On le rencontre tout formé dans une infinité de substances des trois ordres de la nature. Il y a des espèces de craies qui en contiennent jusqu'à 32 grammes par 5 hectogrammes (℥ j par ℔), on le trouve dans les plantes borraginées, dans la ciguë, etc. Les animaux et les végétaux putréfiés produisent une terre qui en donne une quantité considérable en la lessivant.

Les pharmaciens ne préparent pas eux-mêmes le nitrate de potasse ; mais ils ont prouvé dans les tems difficiles qui ne sont pas encore bien loin de nous, qu'il n'appartenait réellement qu'à eux de diriger cette opération dans les travaux en grand, avec connaissance de cause, économie de tems et d'argent.

Digitized by Google

Pour préparer le nitrate de potasse en grand, on ramasse les plâtras des démolitions des vieux édifices, ceux, par préférence, qui recouvraient les murs des étables, des écuries, des habitations où se trouvent habituellement rassemblés un grand nombre d'animaux. On bat ces plâtras à la manière du plâtre ordinaire. On a eu soin de disposer des tonneaux défoncés par le haut, percés à leur base, et garnis d'un robinet. Ces tonneaux sont posés sur des chantiers le long desquels règne une rigole qui communique à un récipient commun.

On garnit le fond des tonneaux avec des bâtons en croix; on pose par dessus un lit de paille, une couche de plâtras en gravois, et on remplit le tonneau de plâtras battus, jusqu'à trois ou quatre travers de doigts près du bord supérieur. Alors on verse de l'eau sur ces plâtras, de manière que celle-ci surnage, et on laisse le tout en repos pendant vingt-quatre ou trente-six heures. Au bout de ce tems on ouvre les robinets pour laisser écouler la lessive des plâtras. Cette première liqueur saline est à l'état de nitrate calcaire. On la verse dans d'autres tonneaux garnis de cendres, qui sont posés sur une file parallèle, en face des premiers. On maintient cette immersion de cendres pendant quarante-huit heures environ. Alors on tire à clair cette seconde lessive que les salpétriers nomment le *dégraissage*, et que les chimistes nomment combinaison alcaline. On essaye cette liqueur au pèse-sels: si elle ne marque que cinq degrés, on la charge, en la repassant sur de nouveaux plâtras, et sur de nouvelles cendres jusqu'à ce qu'elle marque dix degrés. Dans cet état, on la transvase dans de grandes chaudières que l'on nomme *évaporatoires*, on applique le feu, et l'évaporation s'opère. On voit s'élever une quantité considérable de matière extractive, la liqueur se trouble; ce sont des sels étrangers au nitre qui se cristallisent dans la liqueur bouillante: ce sont ordinairement des sulfates

Digitized by Google

calcaire et de potasse, et du muriate de soude (1). On enlève ces sels à mesure qu'ils se cristallisent, avec un panier d'osier ou un double fond mobile percé de petits trous comme un écumoire, et on rapproche la liqueur jusqu'à siccité : c'est ce que l'on nomme salpêtre de la première cuite.

Cette première opération ne donne qu'un sel de nitre impur. On le fait dissoudre dans de l'eau, et on le clarifie avec du sang de bœuf. On enlève soigneusement l'écume à mesure qu'elle se présente, et on continue l'évaporation jusqu'à ce qu'un œuf, plongé dans la liqueur, la surnage. C'est alors qu'on la coule dans les cristallisatoires, où le nitre cristallise par le refroidissement : c'est ce que l'on nomme nitre de la *seconde cuite*. Ce sel est encore taché et mêlé de sels qui lui sont étrangers. On procède à une nouvelle dissolution dans l'eau, à la clarification et à l'évaporation. On ajoute du salin où de la potasse pour perfectionner la combinaison de l'acide nitrique avec l'alcali qui lui est propre ; et lorsque la liqueur est au point de cristallisation, on la coule dans les cristallisatoires. Les portions de nitre qui touchent le fond et les parois des cristallisatoires, sont en cristaux confus, irréguliers ; ils présentent une masse assez solide que l'on nomme *le pied*. Le centre supérieur offre des cristaux dont la forme est celle d'un prisme à six pans terminés par six faces irrégulières ; il prend le nom de *nitre en baguettes*. C'est celui que les pharmaciens préfèrent pour leur usage ; l'autre qui est plus solide et irrégulier est destiné pour les arts, pour la fabrication de la poudre à canon, et les feux d'artifice.

Ce qui a refusé de cristalliser est ce que l'on nomme *l'eau-mère* : ce sont des nitrates calcaires et de mag-

(1) Sur une livre de masse saline obtenue par l'évaporation d'une lessive de platras et de cendres, j'ai trouvé muriate de soude (6 onces), sulfate de potasse calcaire (2 onces), nitrate de potasse (6 onces), nitrate calcaire (2 onces).

Digitized by Google

nésie, dont on préparait anciennement la magnésie calcaire.

Purification du nitrate de potasse.

Les pharmaciens font dissoudre dans l'eau avec l'addition d'un peu de potasse, le nitre en baguette qu'ils ont préféré, ensuite ils filtrent la solution à travers des papiers sans colle, et ils obtiennent, à l'aide de l'évaporation et de la cristallisation, du nitrate pur de potasse autant qu'il est possible.

Ce sel est souverain dans les ardeurs du sang, dans les fièvres brûlantes, dans les ardeurs d'urine, dans les maladies syphilitiques, dans les affections spasmodiques; on le prend depuis 6 décigrammes jusqu'à 4 grammes, dans un kilogramme (℔ ij) de boisson appropriée.

Remarques.

On ajoute un peu de potasse au nitre que l'on purifie, afin de précipiter les bases terreuses qu'il aurait pu retenir dans les cristallisations antérieures, ou pour changer la nature des combinés salins, et l'ordre de leur cristallisation, si le nitre contenait des sels neutres cristallisables qui lui seraient étrangers.

Le nitrate de potasse cède assez facilement son acide; il suffit de l'argile pour intermède, et de l'action du calorique. Il est décomposé par l'acide sulfurique. *Voy.* Acide nitrique.

Si on le met en contact avec le soufre lorsqu'il est chaud, il éprouve une déflagration, et il en résulte d'abord formation d'acide sulfurique, et ensuite du sulfate calcaire.

Mis en contact avec un combustible allumé, il en accélère la combustion; c'est ainsi qu'il facilite la combustion du soufre dans la préparation de l'acide sulfurique; mis en contact avec le charbon, ou le tartre, il accélère leur combution et il s'alcalise. *Voy.* Nitre fixé par le charbon et par le tartre, pag. 43, et 44.

Digitized by Google

Le nitrate de potasse contient assez d'eau de cristallisation pour entrer en fusion aqueuse par l'action du calorique. Lorsque tout le sel est liquéfié, on le coule dans une bassine bien chaude, à fond plat, on agite circulairement la bassine pour amincir la couche de nitre qui prend, en refroidissant, une concrétion cassante et opaque; c'est ce que l'on nomme vulgairement du *cristal minéral* ou *sel de prunelle*, parce que le nitre a été liquéfié sur du charbon allumé. C'est du nitre privé de son eau de cristallisation.

Si l'on fait un mélange de trois parties de nitrate de potasse bien sec, deux parties de potasse aussi bien sèche, et une de soufre, dans un mortier de marbre échauffé, avec un pilon de verre pareillement chaud, afin que la poudre ne contracte point d'humidité pendant le moment du mélange, on obtient une poudre connue sous le nom de *poudre fulminante.*

En effet, trois grammes environ de cette poudre exposée à l'action du calorique, dans une cuiller de fer, commence par se liquéfier, ensuite elle se sèche, et c'est alors qu'elle se réduit subitement en vapeurs et qu'elle produit une explosion avec une forte tonitration.

Il paraît que, dans cette opération, il y a formation de sulfure de potasse, dégagement de gaz hydrogène sulfuré, décomposition de l'acide nitrique du nitrate, et inflammation rapide du gaz hydrogène sulfuré par le gaz oxigène dégagé de l'acide nitrique, et que la tonitration est due à l'écartement forcé de l'air atmosphérique, dont la pression a été vaincue par la puissance de la combustion qui s'est opérée subitement.

Le nitrate de potasse bien sec mêlé avec quinze parties de charbon et dix de soufre, forme la poudre à canon.

Le nitrate de potasse, au rapport de *Bergman*, est composé de, acide nitrique 33, potasse 49, eau 18. C'est à la quantité d'eau de cristallisation qu'il retient, que

Digitized by Google

l'on doit attribuer sa très-grande solubilité dans l'eau : il ne lui faut pas plus de trois à quatre fois son poids d'eau pour être tenu en dissolution. L'eau chaude en dissout une beaucoup plus grande quantité.

Ce sel est extrêmement utile à la médecine et aux arts.

Nitrate de soude ou nitre quadrangulaire.

Combinaison de l'acide nitrique avec la soude. Ce sel n'existe pas pur dans la nature : cependant Bowle assure qu'il se trouve en Espagne.

Le nitrate de soude se prépare en combinant immédiatement l'acide nitrique avec le carbonate de soude. Il se comporte de la même manière que le nitrate de potasse à l'égard des combustibles; on remarque seulement qu'il leur communique une flamme jaune, tandis que celle du nitre ordinaire est d'un rouge vif blanc : on remarque encore qu'il ne les enflamme pas avec autant de rapidité et d'énergie; aussi ce nitrate ne convient-il pas comme l'autre à la fabrication de la poudre à canon.

Le nitrate de soude retient beaucoup d'eau de cristallisation : ses cristaux sont des prismes rhomboïdaux. D'après Kirwan, il est formé d'acide nitrique 29, soude 50, eau 21.

Ce sel n'est pas d'usage en médecine; mais il peut servir à la fabrication du verre, et à préparer la soude caustique.

Nitrate d'ammoniaque.

Ce sel se prépare en combinant immédiatement l'acide nitrique avec le carbonate d'ammoniaque.

Ce sel a la forme d'un prisme à six pans avec des pyramides à six faces. Sa saveur est très-piquante, et il jouit d'une demi-ductilité comme tous les sels ammoniacaux.

Le nitrate d'ammoniaque, jeté sur une plaque de fer rouge, s'enflamme avec détonation et répand une flamme jaunâtre très-vive, ce qui n'arrive pas aux

Digitized by Google

autres nitrates. Cette combutison est due à l'inflammation de l'hydrogène de l'ammoniaque par l'oxigène nitrique, il y a formation d'eau et dégagement d'azote.

Le nitrate d'ammoniaque est composé d'acide nitrique 46, ammoniaque 40, eau 14. Ce sel n'est encore d'aucun usage.

N. B. Les espèces de nitrates calcaire, magnésien, ammoniaco-magnésien, de strontiane, de glucine, d'alumine, de zircone, ne sont point d'usage en médecine.

Les nitrites ne peuvent s'obtenir qu'en décomposant les nitrates par la voie sèche.

Des Nitrates métalliques.

Tous les métaux qui ont la propriété de décomposer l'acide nitrique et d'être tenus en dissolution dans cet acide, ou de fournir par l'évaporation des cristaux, sont des espèces de nitrates : mais le nombre des nitrates métalliques d'un usage recommandable en pharmacie est assez limité. Nous ne connaissons guère que le nitrate de mercure, et celui d'argent, qui soient préparés dans les laboratoires de pharmacie ; et nous nous en tiendrons à ces deux sortes de nitrate, en renvoyant pour le surplus aux livres de chimie qui traitent de l'action réciproque qui s'exerce entre les métaux et l'acide nitrique immédiatement.

Nitrate de mercure liquide, eau mercurielle.

L'action qui s'exerce entre le mercure et l'acide nitrique, mis en contact, varie non seulement à raison des degrés d'acidité de la part de l'acide nitrique, mais encore dans son application sur ce métal, soit à froid, soit à chaud.

La première observation qui se présente est que le mercure, soumis à l'action de l'acide nitrique, éprouve un commencement d'oxidation, en s'emparant d'une partie de l'oxigène de cet acide ; et à me-

Digitized by Google

sure que cet oxide se forme, il devient habile à être tenu en dissolution par la portion d'acide qui n'a point été désoxigénée. Lorsque cette dissolution s'opère à froid, il n'y a point de dégagement de vapeurs rouges, le premier état d'oxidation du mercure fait acquérir à l'acide une couleur verdâtre, et la dissolution se fait tranquillement. Cette dissolution n'est point décomposable par l'eau distillée ; et si l'on ajoute un peu d'eau distillée, il en résulte du nitrate de mercure liquide, ou de l'eau mercurielle. Cette dissolution est très-caustique, elle ronge et détruit nos organes : on s'en sert en chirurgie pour ronger les chairs baveuses.

La dissolution du mercure, faite à froid, ne contient que du mercure sans excès d'oxide, puisqu'elle ne peut se charger d'oxide surabondant qu'à l'aide de la chaleur.

La même dissolution faite à chaud présente des phénomènes d'une autre nature. Les proportions habituelles entre le mercure et l'acide nitrique sont une partie du premier sur une et demie du second. On met l'un et l'autre dans un matras, et on place celui-ci sur un bain de sable, afin d'aider la dissolution par le calorique. Il se dégage une grande quantité de gaz nitreux, et le mercure, réduit en oxide, reste en dissolution.

Cette dissolution fournit par le refroidissement des cristaux en aiguilles plates, très-longues, très-aiguës, striées sur leur longueur : c'est ce que l'on nomme *nitrate de mercure cristallisé.*

Si l'on verse de l'eau chaude sur cette dissolution faite à chaud, on obtient un précipité jaune que l'on a nommé autrefois *turbith nitreux.* Ce précipité est blanc si l'on a employé de l'eau froide. Il paraît bien démontré que la dissolution de mercure à l'aide du calorique est avec excès de base.

Ces divers produits, accompagnés de phénomènes qui varient entr'eux, ont donné lieu à une distinc-

Digitized by Google

tion entre les nitrates de mercure, qui a été accueillie et très-bien sentie par les chimistes.

1°. Le *nitrate de mercure neutre*; c'est celui qui ne précipite point par l'eau et qui donne des cristaux réguliers.

2°. Le *nitrate acide de mercure*; on l'obtient en ajoutant de l'acide nitrique aux deux autres nitrates de mercure, d'une manière quelconque. C'est celui qui est le plus fréquent dans les usages pharmaceutiques et dans les arts.

3°. Le *nitrate de mercure avec excès d'oxide*; c'est celui qui a été préparé par la dissolution à chaud, et qui précipite par l'eau. Ce nitrate est celui dont les pharmaciens préparent l'oxide de mercure rouge dont il sera fait mention en son tems.

Du Nitrate d'argent.

L'acide nitrique attaque l'argent directement, et forme avec ce métal un sel qui peut être ou avec excès d'acide, ou avec excès de base, selon la manière dont il aura été préparé.

Les conditions nécessaires pour obtenir ce sel sont, 1°. que l'acide nitrique soit très-pur; car, pour peu qu'il contienne soit de l'acide sulfurique, soit de l'acide muriatique, il s'opère un précipité blanc plus ou moins abondant qui trouble la dissolution, et s'oppose à l'attraction moléculaire saline dans l'ordre symétrique, pendant la cristallisation; 2°. on doit employer de l'argent dit *de coupelle*, c'est-à-dire qui soit privé de toute espèce d'alliage métallique, autrement les cristaux du nitrate d'argent seraient altérés, et participeraient de la couleur du métal d'alliage, comme nous le ferons remarquer plus bas. On peut, au défaut d'argent de coupelle, faire usage de celui qui a été ressuscité du muriate d'argent. *Voyez* Acide nitrique pur, muriate d'argent, et argent de coupelle.

Nitrate

Digitized by Google

Nitrate d'argent, ou cristaux de lune ou nitre lunaire.

℥ de l'argent très-pur, dit *de coupelle*, et coupé en grenailles, ce que vous voudrez.

Versez par dessus le double de son poids d'acide nitrique très-pur.

On doit opérer dans un matras d'une grande capacité, par la raison que l'acide nitrique exerce une action très-vive sur l'argent, et qu'il se dégage beaucoup de gaz nitreux, même lorsque la dissolution s'en fait à froid.

Si l'acide est saturé d'argent, le nitrate cristallise en cristaux minces, brillans, semblables à ceux de l'acide boracique.

Si l'on n'obtient pas de cristaux spontanément par le défaut de saturation suffisante, alors on fait évaporer la dissolution dans une capsule de verre à une douce chaleur du bain de sable, et on obtient, par le refroidissement, des cristaux plats qui sont ou hexagones, ou triangulaires, ou carrés, et qui paraissent formés d'un grand nombre d'aiguilles appliquées les unes sur les autres.

On décante la liqueur qui surnage ces cristaux; on lave ceux-ci avec de l'eau distillée; on les fait égoutter, et on les conserve pour l'usage.

Le nitrate d'argent a une saveur acide; il est très-corrosif et il brûle complètement l'épiderme qu'il tache en noir.

Remarques.

Nous avons recommandé l'argent le plus pur pour préparer ce nitrate d'argent, en annonçant que les métaux qui seraient alliés à ce métal, altéreraient nécessairement la transparence de ses cristaux.

Il est bien certain que, si l'argent contenait du cuivre, ces cristaux seraient colorés en vert, et si l'on s'en servait pour préparer le nitrate d'argent fondu, dite *pierre infernale*, celle-ci aurait une cou-

Digitized by Google

leur verte qu'elle ne doit point avoir. Il est cependant des circonstances où il n'est pas facile de se procurer à volonté de l'argent aussi pur que l'on puisse le désirer. L'art du pharmacien est parvenu à parer à cet inconvénient, et plusieurs fois il m'est arrivé d'être forcé d'employer l'argent allié de cuivre pour préparer le nitrate d'argent fondu, et de faire le départ du cuivre par un moyen qui est à la connaissance de tous les pharmaciens. Voici quel est ce moyen.

On procède à la cristallisation du nitrate d'argent et de cuivre, de la même manière qu'il a été dit ci-dessus. Le cuivre combiné avec l'acide nitrique forme un nitrate déliquescent; on expose quelque tems à l'air les cristaux que l'on obtient de ce nitrate à deux bases; ensuite on les lave à plusieurs reprises avec le moins d'eau possible : l'eau s'empare du nitrate de cuivre comme étant le plus soluble. Après plusieurs lotions, on fait dissoudre le nitrate d'argent, on fait évaporer et cristalliser de nouveau, et on obtient des cristaux qui sont beaucoup plus purs; on sépare le fluide qui les surnage, on les lave avec de l'eau distillée, on les fait égoutter, et on obtient du nitrate d'argent très-pur. On peut préparer avec ces cristaux du nitrate d'argent fondu, très-bon et très-beau.

Les proportions d'acide nitrique par rapport à celles de l'argent sont relatives à sa force d'acidité. Il faut habituellement de 1 $\frac{1}{2}$ à 2 parties d'acide sur 1 partie d'argent.

Le nitrate d'argent cristallisé n'attire point l'humidité de l'air; mais il est promptement altéré par la lumière, et il noircit par son contact avec les vapeurs combustibles. Ce sel est très-soluble dans l'eau; deux parties de ce fluide en dissolvent une. Il est décomposable par les terres alcalines; l'ammoniaque n'occasionne que très-peu de précipité de sa dissolution, et ce précipité se redissout dans l'ammoniaque elle-même si l'on en ajoute avec excès; il en résulte un sel triple ammoniaco-d'argent.

Digitized by Google

Du nitrate d'argent fondu, ou pierre infernale.

Le meilleur procédé est celui qui consiste à faire entrer en fusion ignée le nitrate d'argent cristallisé. Il est préférable à celui dans lequel on fait évaporer la dissolution d'argent jusqu'à siccité, et que l'on fait entrer ensuite en fusion.

On prend du nitrate d'argent cristallisé, ce que l'on juge à propos; on l'introduit dans un creuset de platine, ou de terre de Hesse qui ne serve qu'à cette opération. (Nous dirons pourquoi les creusets d'argent ne sont pas aussi convenables).

On place le creuset entre des charbons ardens. La première fusion est aqueuse, elle s'opère par l'eau de cristallisation du nitrate : cette eau s'évapore, la matière se solidifie, elle se tuméfie : à mesure qu'elle est pénétrée par le calorique, elle prend le caractère de la fusion ignée : dès qu'elle est en fusion complète on doit se hater de la couler dans une lingotière (1) chauffée et frottée de suif : on frappe légèrement les parois de la lingotière, pour tasser les molécules du nitrate qu'elle reçoit. Lorsque la matière est refroidie, elle a une consistance concrète et une forme cylindrique que lui a communiquée la lingotière. On l'enferme dans des flacons, pour l'usage. On se sert du nitrate d'argent fondu pour consumer les chairs baveuses et les excroissances.

Remarques.

Nous écartons les creusets d'argent, par la raison que ce métal est allié avec du cuivre, et que l'acide nitrique du nitrate d'argent en dissout une portion qui altère la pureté de ce sel avec excès de base. D'un autre côté, le creuset d'argent s'use insensiblement,

(1) Instrument de fer poli divisé en deux parties qui sont unies par une charnière située à leur base, garnies de plusieurs cannelures dans leur intérieur, les deux parties s'appliquent par une juxta-position et sont retenues par un anneau de fer mobile.

Digitized by Google

et a besoin d'être renouvellé souvent, ce qui occasionne une perte pour l'artiste.

Les creusets de platine résistent à l'action de l'acide nitrique, et sont les plus avantageux.

Les creusets de terre occasionnent bien quelques déchets lorsqu'ils servent dans les premiers tems, parce qu'ils s'imprégnent de nitrate ; mais il n'y a point de perte réelle, puisqu'on retrouve l'argent lorsqu'ils sont hors d'état de service, en les soumettant à l'action de l'acide nitrique.

Le nitrate d'argent fondu, ou pierre infernale, peut varier dans sa couleur, et dans les proportions d'acide nitrique, suivant la manière d'opérer. Sa couleur la plus convenable est d'un gris blanc ; si on ne saisit pas l'instant de la fusion dès qu'elle se manifeste, l'acide nitrique s'échappe en partie, et il en résulte moins de nitrate et plus d'oxide d'argent, alors la pierre infernale est de couleur grise foncée. Lorsqu'elle est noire, elle contient moins de nitrate encore. Enfin on pourrait l'amener à l'état d'oxide complètement en prolongeant la fusion.

Des Muriates.

Les muriates sont des produits salins qui participent de la combinaison de l'acide muriatique avec les bases salifiables et métalliques.

Les caractères qui distinguent les muriates des combinaisons salines opérées avec les acides sulfurique et nitrique, sont : 1°. d'être tous dissolubles dans l'eau ; 2°. d'être pour la plupart cristallisables : on excepte de cette faculté les muriates d'alumine et de magnésie qui ne cristallisent que très-difficilement ; 3°. beaucoup d'entr'eux sont déliquescents ; 4°. tous peuvent entrer en fusion par l'action du calorique, et se répandent en vapeurs blanches en se volatilisant, sans éprouver de décomposition comme les nitratres, ce qui prouve que la force d'adhésion, entre l'acide muriatique et les bases salifiables, est beaucoup plus grande que celle des autres acides pour les mêmes

Digitized by Google

bases; ce qui prouve encore que l'acide muriatique communique sa volatilité à ces diverses bases (1); 5°. tous précipitent les dissolutions de sulfate d'argent, de mercure, le nitrate de mercure, d'argent; 6°. enfin, ils font tous effervescence avec les acides sulfurique et nitrique, et l'acide muriatique se dégage en une vapeur blanche très-expansive.

Muriate de baryte (2).

On prépare ordinairement le muriate de baryte, en décomposant le sulfure de baryte par l'acide muriatique. *Voy.* Baryte, pag. 39. Mais comme le sulfate de baryte qui a été décomposé par le charbon peut contenir de l'oxide de fer, et que l'acide muriatique s'y unit en même tems qu'à la baryte, il suffit, pour le débarrasser de cet oxide, de le soumettre à l'action du feu pendant quelques instans, dans un creuset; dès qu'il commence à rougir le muriate de fer se décompose, l'acide se volatilise, et le fer s'oxide. On fait dissoudre de nouveau la masse restante dans de l'eau; on filtre la dissolution, et l'oxide reste sur le filtre. On fait évaporer jusqu'à siccité.

Le muriate de baryte est amer et comme métallique; il a une pesanteur spécifique considérable. Il est dissoluble dans cinq ou six fois son poids d'eau, et il cristallise par refroidissement sous la forme de tables carrées, dont les bords sont en biseaux et les sommets dièdres. Il peut être décomposé par les acides sulfurique, nitrique, oxalite, et tartareux.

Cent parties de ce sel contiennent, baryte 60, acide muriatique 24, eau 16.

Crawfford, Chaussier, Emonnot, Sédillot jeune,

(1) L'adhésion avec les bases métalliques n'est pas la même; le calorique en dégage l'acide muriatique.

(2) Le cit. Lartigue de Bordeaux a consigné dans le Journal de pharmacie, page 366, des observations appuyées d'expériences, sur la proposition d'un prétendu muriate de baryte, par le cit. Laudet pharmacien de la même ville, qui prouvent que ce chimiste est tout à la fois excellent praticien et zélateur ardent de la science et de l'art.

Digitized by Google

et beaucoup d'autres praticiens non moins célèbres, emploient ce sel avec succès dans les maladies scrophuleuses. La dose est de 5 centigrammes à 3 décigrammes. Ce médicament ne doit être confié qu'à des mains habiles; on peut le regarder comme un remède très-dangereux.

Le muriate de baryte est un réactif précieux pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique, et pour s'assurer si les alcalis sont purs.

Muriate de potasse ou sel fébrifuge de Silvius.

Ce sel se rencontre parmi les végétaux et dans plusieurs produits des animaux. On le rencontre aussi dans quelques fondrières en Picardie, et dans quelques eaux minérales en Normandie.

Silvius est le premier qui en a donné connaissance, et il lui donna le nom de *sel fébrifuge.*

Les pharmaciens ont une infinité d'occasions de le fabriquer en opérant des décompositions et combinaisons nouvelles par voie d'attraction élective simple. C'est ainsi, par exemple, qu'ils le composent en faisant un mélange de muriate de chaux et de potasse carbonatée en liqueur. On trouve dans le *Codex* médicamentaire; la manière de le préparer avec le résidu de la décomposition du muriate d'ammoniaque, par l'intermède du carbonate de potasse.

Pour le préparer immédiatement, on sature une dissolution de potasse carbonatée avec l'acide muriatique, on filtre cette combinaison, et on fait évaporer jusqu'à pellicule : on obtient, par le refroidissement, des cristaux dont la forme représente un cube régulier ou celle d'un parallélipipède rectangle.

Ce sel a une saveur amère : il est très-peu usité en médecine, et il n'est d'aucun usage dans les arts.

Muriate de potasse suroxigéné.

Nous plaçons ce sel immédiatement après le muriate de potasse ordinaire, pour ne pas trop éloigner

Digitized by Google

la connaissance que l'on doit acquérir sur leurs propriétés respectives et en constater la différence d'une manière plus sensible.

Pour préparer le muriate suroxigéné de potasse, on dispose l'appareil comme pour préparer l'acide muriatique oxigéné. On introduit en effet dans la cornue le muriate de soude, l'oxide de manganèse, etc. *Voy.* Acide muriatique oxigéné. Mais au lieu de l'eau distillée que l'on met dans le flacon de *Woulf*, pour recevoir le gaz acide, on y met une dissolution de potasse, dans les proportions d'une partie de potasse sur six d'eau. On a soin que ce flacon soit étroit et très-élevé, et que le tube qui part du ballon, et qui doit y plonger immédiatement, traverse l'eau jusqu'à la base du flacon, afin que le gaz acide muriatique oxigéné parcoure un grand espace dans l'intérieur de l'eau, et soit plus facilement combiné avec la potasse.

Remarques.

Cette manière d'opérer n'a rien qui ressemble à la combinaison ordinaire des acides avec les alcalis. On agit dans les vaisseaux fermés, et on fabrique l'acide muriatique oxigéné au moment même où l'on se propose de le combiner avec la potasse par la raison que cet acide est d'une si grande expansibilité qu'il se perdroit en grande partie dans l'atmosphère, si on opérait sa combinaison à l'air libre, ce qui, d'autre part, incommoderait sensiblement l'artiste.

Les proportions d'eau qui tient en solution la potasse ne sont pas trop grandes, si l'on calcule qu'une partie de cette eau doit servir à absorber du gaz acide muriatique oxigéné, et que l'autre déjà chargée de potasse, doit tenir en dissolution le nouveau sel qui doit s'opérer : aussi remarque-t-on que ce sel se cristallise pour ainsi dire, dans le flacon, à mesure que sa combinaison a lieu.

Si l'eau de potasse, qui est dans le flacon, a été préparée avec la potasse caustique, il y a émission

Digitized by Google

de calorique au moment de la combinaison ; si l'on a employé de la potasse carbonatée, il y a effervescence et dégagement de gaz acide carbonique.

On parvient à se procurer du muriate suroxigéné de potasse en cristaux plus réguliers, par un procédé extrêmement facile. Lorsque l'opération que l'on se proposait de faire est achevée, on délute l'appareil ; on bouche promptement le flacon qui contient le nouveau sel, et on le plonge dans un bain-marie, dont la température n'excède pas 40 à 50 degrés. Le sel se dissout dans l'eau qui est contenue dans le flacon, à l'aide du calorique, et on obtient, par le refroidissement, des cristaux sous formes de lames brillantes.

Le citoyen *Berthollet* a fait remarquer que ce sel, quoique produit de la combinaison d'une même base avec un acide qui semble naturellement devoir être unique, était cependant un sel double, dont l'un était le produit de la combinaison de l'acide muriatique oxigéné avec la potasse, et l'autre de l'acide muriatique ordinaire avec la même base. Il a justifié cette assertion en séparant ces deux sels, l'un de l'autre, en suivant l'ordre de leur cristallisation, conformément à la différence de leur solubilité dans l'eau. Le muriate suroxigéné de potasse étant peu dissoluble dans l'eau, cristallise le premier.

Pour obtenir le muriate suroxigéné de potasse sec, on décante la liqueur qui surnage les cristaux, et on laisse égoutter le sel jusqu'à ce qu'il soit parfaitement sec.

Ce sel n'est pas encore d'un usage bien étendu dans les arts ; il n'a encore reçu aucune application à l'art de guérir ; mais il peut devenir, entre les mains du physicien et du chimiste, tantôt un instrument, tantôt un agent, qui peuvent donner lieu à des découvertes infiniment importantes.

Si on le triture dans un mortier avec un peu d'effort, il pétille, et il lance des étincelles.

Si on le distille dans une cornue à une chaleur modérée, il laisse dégager du gaz oxigène bien pur.

Digitized by Google

La facilité avec laquelle il cède son oxigène le rend habile à accélérer la combustion des corps combustibles, il parvient même à les enflammer pour peu qu'on le mette en contact avec un corps qui donne lieu à une émission de calorique. Le citoyen *Robert,* pharmacien en chef de l'hospice d'Humanité à Rouen, a fait une suite d'expériences sur l'inflammation rapide instantanée de beaucoup de corps combustibles par leur mélange avec le muriate suroxigéné de potasse, et le contact de l'acide sulfurique concentré. Ces expériences ont paru extrêment intéressantes et curieuses ; elles ont donné lieu à un rapport non moins satisfaisant de la part de Charles-Louis Cadet, qui a répété les expériences du citoyen Robert, dans la séance publique du collége de Pharmacie, du mois de vendémiaire an XI, et qui, conjointement avec le citoyen Boullay, aussi notre collègue, en a ajouté beaucoup d'autres. Ces chimistes ont mêlé du muriate de potasse suroxigéné avec des matières végétales, des métaux, des oxides métalliques, etc., etc. ; et, avec un tube de verre mouillé d'acide sulfurique, tous ces corps qu'ils touchaient s'enflammaient aussitôt. Ces expériences ont produit des phénomènes du plus grand intérêt. *Voy.* Annales de Chimie, tome XLIV, pag. 321.

Muriate de soude, sel marin, sel de cuisine, sel commun.

Le muriate de soude est une combinaison de l'acide muriatique avec la soude.

Ce sel est extrêmement répandu dans la nature : on le rencontre dans l'intérieure de la terre, et il prend alors le nom de sel gemme ou sel fossile : il se rencontre aussi dans les eaux de la mer, dans celles de quelques fontaines salées.

Lorsque le muriate de soude est bien pur, il n'attire pas l'humidité de l'air, et la forme de ses cristaux est régulière et constamment cubique. *Voyez* la première Partie, page 89.

Digitized by Google

Les pharmaciens ne font pas le muriate de soude ; ils ne font que purifier celui qui sort des marais salans, et que l'on distribue dans le commerce. Pour purifier le muriate de soude, on en fait dissoudre une certaine quantité dans de l'eau, on y ajoute quelques blancs d'œufs battus, si l'on veut l'obtenir très-blanc, ensuite on filtre à travers du papier sans colle, et on fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité.

Ce sel décrépite sur le feu lorsqu'il est en cristaux. Il est d'un grand usage dans les cuisines, d'où il a pris le nom de sel de cuisine : on s'en sert dans les lessives pour blanchir le linge ; il devient un intermède conservateur et préservateur, pour conserver les chairs animales, les légumes, et les garantir de la fermentation. On en sépare l'acide muriatique par l'intermède de l'acide sulfurique, et il résulte de cette décomposition un sulfate de soude, ou sel de Glauber.

On parvient à décomposer le muriate de soude par la potasse, il en résulte du muriate de potasse, et la soude est mise à nu.

Les citoyens *Leblanc*, *Valerne*, *Athenas*, *Brognard*, ont proposé des moyens pour décomposer le muriate de soude à l'effet d'en séparer la soude : les procédés qu'ils ont indiqués tendent au même but, c'est-à-dire à former d'abord du sulfate de soude, à décomposer celui-ci par le charbon, et à former des sulfures par la terre calcaire ou le fer. *Voyez* Sulfate de soude.

On parvient à décomposer le muriate de soude par l'oxide de plomb demi-vitreux, ou litharge. Le citoyen *Costel*, pharmacien, a tiré parti de ce moyen de décomposition pour élever une fabrique de jaune minéral à l'usage des peintres.

On mêle une partie de muriate de soude avec sept parties de litharge, l'un et l'autre en poudre fine : on en fait une bouillie liquide avec de l'eau. Peu à peu la litharge perd sa couleur : on a soin d'agiter le mélange, pour en renouveler les surfaces, et faciliter l'action réciproque des molécules les unes sur les autres.

Digitized by Google

L'oxide devient blanc insensiblement, la matière augmente de volume, et acquiert de la consistance; on ajoute de l'eau à mesure qu'elle s'absorbe, pour maintenir la masse dans l'état demi-liquide. Au bout de quatre jours la litarge est totalement dénaturée; alors on ajoute environ huit parties d'eau, et on filtre. La liqueur filtrée a une saveur alcaline, elle contient un peu de muriate de plomb en dissolution, et pas un atome de muriate de soude. Cette liqueur évaporée donne du carbonate de soude rendu opaque par un peu de muriate de plomb.

Ce qui est resté sur le filtre est du muriate de plomb avec excès d'oxide. Si on le traite dans un creuset entre des charbons ardens, on obtient un muriate de plomb jaune, appelé *jaune minéral*.

Cette décomposition s'opère par double attraction; savoir, par la force d'attraction de l'oxide de plomb pour l'acide muriatique, et par celle du muriate de plomb pour un excès d'oxide du même métal.

Du muriate d'ammoniaque, ou sel ammoniac.

Ce sel est le produit de la combinaison de l'ammoniaque avec l'acide muriatique. Il a reçu son nom de l'Ammonie, contrée de la Libie, où était situé le temple de Jupiter Ammon, d'où il nous arrivait par la voie du commerce.

Le muriate d'ammoniaque qui nous vient de l'Egypte s'obtient par sublimation; les matériaux propres à le produire existent tout formés dans la suie qui provient de la combustion des fientes d'animaux du pays.

Celui que l'on trouve natif est un produit d'accident opéré par l'action des feux souterrains qui ont contribué à la désorganisation des matières animales.

Le citoyen *Baumé* est le premier qui a imaginé de fabriquer en France du muriate d'ammoniaque, en le composant de toutes pièces. Il commence par obtenir le carbonate d'ammoniaque en distillant des matières animales à la cornue, et il combine ce carbonate

Digitized by Google

d'ammoniaque avec du muriate calcaire desséché, à l'aide de la sublimation dans des vaisseaux convenables. *Voyez* Muriate d'ammoniaque, première Partie, page 97. D'autres manufactures se sont élevées, depuis celle de *Baumé*; on a imaginé des cornues en briques, mâçonnées, et très-capables, à l'aide desquelles on distille les matières animales en très-grand, et toutes les eaux ammoniacales, et le carbonate d'ammoniaque, qu'on obtient pour produit, est combiné avec les eaux mères des salines, qui lui fournissent l'acide muriatique pour opérer du muriate. La chaux et la magnésie de ces eaux mères s'unissent à l'acide carbonique du carbonate d'ammoniaque et forment des sels insolubles qui se précipitent: on fait évaporer la combinaison nouvelle jusqu'à siccité, ensuite on sublime, dans des vases qui se séparent en deux parties, ce qui facilite l'extraction du sel sublimé.

Dans le pays de Liége, on fait un mélange de houille, de muriate de soude, de suie, d'argile, et de matières animales fermentées; on en fait des espèces de meules, ou de briques, que l'on fait sécher et que l'on brûle ensuite.

Il se forme de l'acide sulfurique pendant la combustion: cet acide se porte sur le muriate de soude, forme du sulfate de soude: l'acide muriatique rencontre l'ammoniaque et forme du muriate d'ammoniaque. On ramasse la suie et on obtient par la sublimation du muriate d'ammoniaque.

Le procédé que l'on suit au Havre consiste à faire un mélange de muriate de soude et d'argile: on en forme des briques que l'on fait sécher à l'air libre.

D'une autre part, on rassemble le poisson qui n'a pas été consommé et que l'on a laissé pourrir, on pose un lit de ce poisson pourri sur un fourneau à gril, et par dessus, un lit de briques, ci-dessus; on élève ces couches stratifiées à une hauteur moyenne, et on applique le feu par dessous: la cheminée est de forme conique. Pour combustible, on fait usage de plantes marines desséchées, telles que l'algue, le goëmon; il

Digitized by Google

résulte du tout une suie qui contient les matériaux propres à fournir du muriate d'ammoniaque par la sublimation.

Le muriate d'ammoniaque est volatil à une haute température ; il jouit d'une sorte de demi-ductilité, ce qui le rend assez difficile à mettre en poudre : sa saveur est âcre, piquante, urineuse ; ses cristaux sont des pyramides très-allongées. Celui qui est figuré en barbes de plumes est la réunion de toutes ces pyramides rapprochées sous des angles plus ou moins aigus.

On purifie le muriate d'ammoniaque, pour l'usage de la médecine, en le faisant dissoudre dans de l'eau, en filtrant la dissolution, et en faisant évaporer jusqu'à cristallisation ou jusqu'à siccité.

Le muriate d'ammoniaque, qui ne contient point de muriate calcaire, n'est point altérable à l'air. Il est décomposable par la baryte, la strontiane, la chaux, la potasse, et la soude ; il forme avec la magnésie un muriate ammoniaco-magnésien. Avec la chaux vive il dégage du gaz ammoniacal. *Voyez* Ammoniaque. Avec le carbonate calcaire, ou de potasse, il forme du carbonate d'ammoniaque. *Voyez* ce mot.

Le muriate d'ammoniaque entre dans la composition du vin anti-scorbutique, du collyre dessicatif. etc. : on l'emploie dans la teinture pour aviver les couleurs ; il forme de l'acide nitro-muriatique étant mêlé avec l'acide nitrique ; il sert dans l'étamage, il décape les métaux et il en empêche l'oxidation.

Muriate calcaire, ou de chaux.

C'est une combinaison de l'acide muriatique avec la terre calcaire. Ce sel est extrêmement répandu dans la nature : on le rencontre tout formé, ou plutôt en dissolution dans les eaux des fontaines salées, dans l'eau de la mer, etc.

On peut le préparer directement en décomposant le carbonate calcaire par l'acide muriatique : mais assez communément on l'obtient de la décomposition

Digitized by Google

du muriate d'ammoniaque par la chaux. Ce qui reste dans la cornue est du muriate calcaire avec excès de base. On fait dissoudre ce muriate dans de l'eau, on filtre la dissolution, et on fait évaporer jusqu'à siccité. Si l'on veut obtenir ce muriate en cristaux, on rapproche sa dissolution dans l'eau jusqu'à consistance d'un sirop liquide; on coule cette liqueur dans des flacons que l'on tient bouchés, et on laisse refroidir la liqueur paisiblement. On agite ensuite légèrement; la liqueur se concrète en partie en prismes à six pans égaux, avec des pyramides à six faces : ces cristaux sont plongés dans un fluide qui ne cristallise pas.

Le muriate calcaire est un sel déliquescent. L'eau saturée de ce sel portait anciennement le nom d'*huile de chaux* : si on la mêle avec la potasse en liqueur, il en résulte un corps solide que l'on a désigné anciennement sous le nom de *miraculum chimicum*. Il s'opère dans ce mélange du muriate de potasse et une précipitation de la terre calcaire.

Le muriate calcaire est très-dissoluble dans l'accool, en sorte qu'on peut le séparer des autres sels par cet intermède.

Le citoyen *Fourcroy* a proposé le muriate calcaire comme un fondant très-actif. Ce qu'il y a de certain, c'est qu'il y a plus de trente ans que j'en ait fait usage, avec un succès étonnant, dans l'engorgement des glandes, dans les maladies lymphatiques.

Nota. Nous renvoyons aux ouvrages chimiques pour prendre connaissance des combinaisons de l'acide muriatique avec les autres terres. Ces sortes de combinaisons ne sont d'aucun usage ni en pharmacie ni en médecine.

Des muriates à bases métalliques.

Les diverses combinaisons de l'acide muriatique avec les métaux donnent naissance à des sels particuliers qui peuvent être distingués sous deux états bien distincts, savoir à l'état de sels neutres, et à

Digitized by Google

l'état de sels avec excès de base. Nous nous attacherons à faire remarquer la différence qui appartient aux uns et aux autres. Nous nous proposons également de ne consigner que les espèces de muriates métalliques dont les usages sont bien constatés.

Muriate de mercure suroxigéné, ou sublimé corrosif.

Le mercure n'est pas attaqué immédiatement par l'acide muriatique, par la raison que cet acide ne cède pas facilement son oxigène à ce métal; (si toutefois, comme on le présume, l'acide muriatique est composé d'oxigène et d'un radical particulier), mais il se combine parfaitement bien avec lui dès qu'on le lui présente sous l'état d'oxide, comme on va le voir par les divers procédés que nous allons indiquer.

(Ier. Procédé.)

Ce procédé qui est décrit dans le *Codex*, consiste dans un mélange de parties égales en poids d'oxide de mercure rouge par l'acide nitrique, du sulfate de fer calciné à blancheur et de muriate de soude décrépité. On réduit en poudre chaque substance séparément dans un mortier de verre, de porcelaine, ou d'agate; ensuite on pèse les quantités convenables, on en fait le mélange et on l'introduit dans un matras à col court, de manière que la capacité en soit remplie jusqu'aux deux tiers : on bouche l'orifice du matras avec un bouchon de papier. Le tout étant ainsi disposé, on place le matras dans un bain de sable posé sur un fourneau; on a soin de ne laisser qu'une couche très-mince de sable entre la capsule qui le retient et le fond du matras, et on entoure ce dernier jusqu'à la hauteur, et un peu au delà de la matière qu'il contient. Alors on échauffe graduellement, et on élève sur la fin la température à un très-haut degré.

Remarques.

L'opération dure environ six heures; et c'est à la

Digitized by Google

haute température que l'on applique, que l'on doit la sublimation en molécules plus serrées. Il faut aussi que l'espace qui demeure vide dans l'intérieur du matras ne soit pas très-considérable, autrement la sublimation ne s'opère qu'imparfaitement; elle n'atteint pas la voûte supérieure du matras.

Les phénomènes qui se passent dans cette opération sont assez intéressans à remarquer. L'acide sulfurique du sulfate de fer se porte sur le muriate de soude, en dégage l'acide muriatique et se combine avec la soude avec laquelle il forme du sulfate de soude.

L'oxigène de l'oxide de mercure, dégagé en partie par le calorique, acquiert l'état gazeux, et se combine avec le gaz acide muriatique avec lequel il forme du gaz acide muriatique oxigéné; une autre portion de l'oxigène de l'oxide de mercure se porte sur le fer et en forme de l'oxide de fer : le mercure ainsi désoxidé, se volatilise et se combine dans l'intérieur des vaisseaux avec le gaz acide muriatique oxigéné avec lequel il forme du muriate de mercure suroxigéné. Ce qui reste dans le fond du matras est une masse de couleur rouge brune qui est de l'oxide de fer rouge et du sulfate de soude que l'on peut obtenir séparément par la dissolution, la filtration, et la cristallisation.

On voit par tout ce qui précède que l'acide muriatique ne devient habile à se combiner avec le mercure qu'autant que celui-ci lui est présenté sous l'état d'oxide, et que, d'autre part, il est lui-même surchargé de gaz oxigène.

Ce procédé qui ne laisse pas que d'être compliqué, peut être beaucoup simplifié, depuis sur-tout, que l'on connait bien cette combinaison.

Tous les oxides de mercure, de quelque manière qu'on les ait obtenus, peuvent servir à l'opération du sublimé corrosif, ce qui prouve qu'il n'entre point dans ce combiné d'acide nitrique comme un chimiste d'une grande réputation l'a avancé.

Bouldue

Digitized by Google

Boulduc a indiqué pour procédé parties égales de sulfate de mercure et de muriate de soude bien secs. On obtient par la sublimation un très-beau sublimé corrosif.

Monnet a obtenu ce sel en traitant immédiatement à la cornue de l'oxide de mercure obtenu de sa dissolution nitrique par l'alcali fixe, avec le muriate de soude sec.

Si l'on verse sur une dissolution de mercure dans l'acide nitrique, de l'acide muriatique oxigéné, on obtient par l'évaporation lente et le refroidissement des cristaux de muriate de mercure suroxigéné. Si l'on fait rencontrer du gaz acide muriatique oxigéné, et du mercure à l'état de vapeur, dans les vaisseaux fermés, on obtient également du sublimé corrosif.

On peut par la loi d'une double attraction obtenir ce sel, en prenant un muriate suroxigéné d'une part, et un sel mercuriel de l'autre.

Le muriate de mercure suroxigéné a une saveur âcre et brûlante. On reconnaît sa présence dans l'eau, ou tout autre fluide, par l'impression styptique et métallique qu'il laisse sur la langue; on le reconnaît encore par l'addition d'une eau chargée de gaz hydrogène sulfuré qui le précipite en oxide sulfuré noir.

Ce sel a été pris long-tems pour un sel acide; mais aujourd'hui on le regarde comme un sel neutre. Ce qu'il y a de plus remarquable, c'est qu'il verdit le sirop de violettes. Il paraît que ce phénomène est dû à la facilité qu'a ce sel de céder de son oxigène, et qu'une partie du mercure étant réduite en oxide, donne naissance à la couleur verte qui participe du jaune et du bleu.

Le sublimé corrosif est dissoluble dans dix-neuf parties d'eau; sa dissolution évaporée spontanément donne des cristaux en prismes aplatis très-aigus.

On prépare avec ce sel l'eau de *vans-Wiétan*. *Voy.* Solution de muriate suroxigéné, page 176, vol. I.

Le sublimé corrosif est soluble dans l'alcool vineux, dans l'alcool de grain.

Digitized by Google

On en prépare une eau dite *phagédœnique* avec l'eau de chaux, ainsi qu'il suit.

Eau phagédœnique.

℥ eau de chaux..... 5 hectogrammes, (℔j).
sublimé corrosif... 15 décigrammes.

Faites dissoudre le sel en agitant dans un mortier de verre avec un pilon de même matière. Il se forme un précipité de couleur orangée.

Cette eau est propre pour déterger les ulcères vénériens, et les cicatriser.

Le muriate de mercure suroxigéné auquel on ajoute du mercure, donne naissance à un autre produit qui prend le nom de muriate de mercure doux. C'est encore par l'intermède du muriate de mercure suroxigéné que l'on prépare des sels très-corrosifs connus sous les noms de muriate suroxigéné d'antimoine, et d'étain. Il en sera fait mention plus bas.

Muriate de mercure doux, aquila alba, *sublimé doux, panacée mercurielle.*

℥ muriate de mercure suroxigéné ou sublimé corrosif..... huit parties.
mercure révivifié du cinabre... six parties.

Triturez le sublimé dans un mortier de verre, avec un peu d'eau distillée, afin d'empêcher que ce sel se volatilise par l'action de la trituration, et puisse incommoder. Alors on ajoute le mercure et on continue de triturer jusqu'à ce qu'il soit parfaitement éteint. Dans cet état on introduit ce mélange dans des fioles que l'on place sur un bain de sable. On fait chauffer légèrement pour vaporiser l'eau que l'on a ajoutée; on bouche les fioles avec un simple bouchon de papier, et on élève la température par gradation. La matière se sublime à l'état de muriate doux dans la partie supérieure des vases.

Digitized by Google

Remarques.

On remarque que dans cette première sublimation il s'élève du mercure dans l'état métallique qui est soutenu contre les parois supérieures des vases, par le muriate doux qui se sublime postérieurement.

Cette première sublimation a besoin d'une seconde et même d'une troisième, afin d'opérer une combinaison plus intime entre les molécules du mercure métallique et du sublimé corrosif. On remarque qu'à chaque sublimation, il se sublime du mercure qui se présente sous l'état métallique ; ce qui prouve que la quantité de ce métal que l'on ajoute au sublimé corrosif, excède celle qui convient pour absorber l'oxigène de l'acide muriatique suroxigéné.

Quelque soit le nombre de sublimation que l'on fasse subir à ce mélange, on ne parvient jamais à saturer parfaitement le sublimé corrosif : il en reste toujours une portion à l'état de muriate suroxigéné. Anciennement on faisait sublimer jusqu'à 16 fois le muriate de mercure doux pour en faire ce que l'on appelait de la *panacée mercurielle* ; mais on s'est aperçu de l'insuffisance de ces sublimations portées à un aussi grand nombre, et on se contente de trois sublimations. Le mercure doux et la panacée mercurielle ne font plus qu'une même combinaison ; c'est un véritable muriate de mercure avec excès d'oxide de mercure. Pour s'assurer qu'il ne contient point de muriate suroxigéné, on le réduit en poudre fine, et on le fait bouillir dans de l'eau qui tient en dissolution du muriate d'ammoniaque ; on a observé que ce muriate d'ammoniaque favorisait la dissolution du peu de muriate suroxigéné que ce sel avec excès de base avait pu retenir (1). On est assuré que le sublimé doux ne contient point de sublimé corrosif, lorsque les der-

(1) Le citoyen Fourci a fait connaître que la dissolution du sublimé corrosif, dans l'eau, s'opérait bien plus sûrement et facilement dans l'eau qui tenait en dissolution du muriate d'ammoniaque.

Digitized by Google

nières lotions avec l'eau bouillante ne donnent point de précipité par l'addition de la potasse en liqueur.

Le muriate de mercure doux est un médicament dont les vertus médicinales sont extrêmement étendues et recommandées. C'est un puissant vermifuge, et un excellent dépuratif du sang; on l'emploie avec succès dans les obstructions des glandes, dans les engorgemens lymphatiques, dans les maladies vénériennes, dans la galle opiniâtre, dans les ulcères invétérés.

On le fait prendre en poudre, ou en pilules dans un excipient approprié, à la dose de 2, 4, jusqu'à 6 décigrammes.

Lorsqu'on réduit le mercure doux en poudre, il jaunit; mais peu de tems après il reprend sa couleur blanche. Il paraît que cette couleur jaune est due à une oxidation momentanée du mercure, laquelle est opérée par le frottement.

Muriate suroxigéné d'antimoine, ou beurre d'antimoine.

Nous avons anticipé sur l'ordre des combinaisons salines à bases métalliques en traitant de celle de l'acide muriatique oxigéné avec le mercure avant de rapporter celle du même acide avec l'antimoine qui appartient à la seconde division des métaux; mais nous y étions autorisé par la raison que c'est par l'intermède du sublimé corrosif que l'on opère la combinaison de l'acide muriatique suroxigéné avec l'antimoine.

℔ de l'antimoine (métal).. 192 grammes (℥ vj).
du mercure sublimé corrosif..... 5 hectogrammes.

On réduit en poudre impalpable l'antimoine par la contusion et la porphyrisation: on triture le sublimé corrosif dans un mortier de verre, avec un tant soit peu d'eau. On procède ensuite au mélange des deux poudres dans le même mortier. Alors on introduit ce mélange dans une cornue de verre, en

Digitized by Google

prenant soin de ne pas salir le col : on choisit une cornue dont le col soit court et à large orifice ; on adapte un récipient, on lute les jointures exactement, et on distille au bain de sable, en augmentant le feu par degrés.

Remarques.

Il passe dans le récipient la portion d'eau que l'on a ajoutée et que l'on sépare : ensuite il s'élève, à l'aide d'une température très-élevée, une liqueur d'une consistance huileuse qui se concrète à mesure qu'elle s'éloigne du foyer de chaleur d'où elle part ; cette liqueur est du muriate suroxigéné d'antimoine. Souvent il arrive qu'il se concrète au point de ne pouvoir pas fluer dans le récipient, et qu'il reste dans l'intérieur du col de la cornue : dans ce cas on promène un charbon rouge de feu tout autour, pour le liquéfier et le faire fluer ; lorsqu'il ne s'élève plus de vapeurs, on arrête la distillation, ou l'on change de récipient pour obtenir par une température plus élevée le mercure qui est resté dans la cornue sous l'état d'oxide, et qui se trouve surnagé par de l'oxide gris d'antimoine.

Ce muriate suroxigéné d'antimoine a besoin d'être rectifié pour l'obtenir d'une belle blancheur. On l'introduit dans une autre cornue, et on le distille de nouveau.

On prépare de la même manière le muriate suroxigéné d'*arsenic* lequel n'est pas très-employé en chirurgie.

Si au lieu d'antimoine on emploie le surfure d'antimoine, on fait un mélange de deux parties de sublimé corrosif sur une de sulfure, et on procède comme ci-dessus. Ce qui reste dans la cornue est une espèce d'éthyops qui donne par la sublimation du sulfure de mercure brun, que l'on a appelé improprement *cinabre d'antimoine.*

Le muriate suroxigéné d'antimoine est un caustique très-puissant à l'usage de la chirurgie.

Digitized by Google

Il se liquéfie par le calorique, il se fige par le refroidissement : il attire puissamment l'humidité de l'air : il se colore à la lumière.

Si on le soumêt à l'action de l'eau, celle-ci n'en dissout qu'une partie et laisse précipiter l'autre à l'état d'oxide blanc auquel on a donné le nom de *poudre d'Algaroth* de celui d'un médecin italien : on l'a aussi nommé *mercure de vie* quoiqu'elle ne contienne point de mercure. Feu *Mitouart* l'appelait *mercure de mort* : c'est en effet un violent émétique et purgatif. On a proposé cet oxide pour préparer le tartrite antimonié de potasse, comme présentant une base dont la combinaison avec l'acidule tartareux serait beaucoup plus exacte et plus facile.

Du muriate suroxigéné d'étain, liqueur fumante de Libavius, ou beurre d'étain.

C'est un produit de la combinaison de l'acide muriatique oxigéné avec l'étain. Il se présente sous deux états pendant l'opération, savoir dans l'état fluide très-fumant, c'est la liqueur fumante de *Libavius*, et dans l'état plus consistant, c'est ce que l'on nomme *beurre d'étain*. Pour préparer ce muriate, on fait d'abord un amalgame de 4 parties d'étain sur 5 de mercure. Cette quantité de mercure est nécessaire pour rendre l'étain demi-fluide, et pouvoir interposer ses molécules avec facilité. On fait un mélange de cet amalgame avec son poids égal de muriate suroxigéné de mercure, en triturant le tout ensemble dans un mortier de verre. On met ce mélange dans une cornue de verre que l'on place sur un bain de sable, on adapte au col de la cornue une allonge et un récipient d'une certaine capacité : on distille ensuite à une chaleur modérée que l'on augmente progressivement. On doit avoir soin de mouiller le ballon qui sert de récipient avec des linges trempés dans de l'eau, afin de condenser les vapeurs qui s'élèvent, et vont s'y rendre pendant la distillation,

Le premier produit qui passe est une liqueur in-

Digitized by Google

colore qui exhale une fumée blanche, épaisse et très-abondante ; c'est la *liqueur de Libavius*. Le second produit qui distille est une liqueur plus consistante à laquelle on a donné le nom de *beurre d'étain* ; elle adhère communément aux parois de l'allonge, et on pourrait, si l'on voulait, recueillir ces produits séparément, mais on est dans l'usage de les confondre : on les introduit dans un flacon garni de son bouchon de cristal.

La liqueur fumante, ou le muriate d'étain suroxigéné, paraît éprouver une sorte de décomposition dans les flacons où on le conserve. Il se sublime à la voûte du flacon une matière blanche concrète qui fait fonction comme d'un second bouchon ; une portion de la même matière se précipite, et les vapeurs diminuent à mesure que la liqueur vieillit.

Ce qui reste dans la cornue après la distillation de la liqueur fumante de *Libavius* est digne de remarque. On y trouve trois matières distinctes. La première est une couche d'une substance d'un blanc grisâtre, d'une saveur styptique, qui s'est élevée jusqu'à une certaine hauteur dans l'intérieur de la cornue ; c'est un muriate d'étain qui attire sensiblement l'humidité de l'air. La seconde substance est un mélange d'étain et de mercure, un véritable amalgame très-bien cristallisé. La troisième est du mercure coulant, chargé d'une assez grande quantité d'étain oxidé.

Si lorsqu'on a obtenu la liqueur fumante, on change de récipient ; et si l'on continue la distillation en augmentant le feu, on obtient du mercure coulant.

La liqueur fumante sert principalement pour préparer l'éther muriatique : on peut s'en servir en chirurgie comme du muriate suroxigéné d'antimoine.

De la combinaison de l'acide fluorique avec les bases salifiables.

Ces sortes de combinaisons prennent le nom de *fluates* avec le nom de la base avec laquelle l'acide

Digitized by Google

fluorique se trouve combiné. On peut considérer les fluates en général comme soumis à deux propriétés bien distinctes, savoir les uns très-peu solubles et n'ayant presque point de saveur, les autres étant plus solubles et ayant plus de saveur. Il est aussi des fluates qui cristallisent et d'autres qui ne cristallisent pas. Tous sont décomposables par les acides forts, et par la chaux, et la plupart sont décomposés par le calorique.

L'acide fluorique combiné avec la potasse, la soude, l'ammoniaque, forme des sels solubles. Combiné avec les autres bases terreuses, il forme des sels insolubles.

Les fluates sont plutôt des produits de la nature que de l'art chimique : jusqu'à présent nous n'en connaissons aucun dont l'usage soit applicable à la médecine.

On retire du fluate calcaire l'acide fluorique par l'intermède de l'acide sulfurique. *Voyez* Acide fluorique, page 79.

Des combinaisons de l'acide boracique avec les bases salifiables, ou des borates.

Les borates sont des produits de la combinaison de l'acide boracique avec les bases salifiables. La plupart de ces sels sont encore ignorés dans les laboratoires particuliers des pharmaciens. Nous renvoyons aux livres de chimie ceux de nos lecteurs qui désirent connaître ces sortes de combinaisons. Nous ne ferons mention ici que du borate sursaturé de soude connu dans le commerce sous le nom de borax.

Du borate sursaturé de soude, ou borax, tinckal ou chrysocolle.

Le borate est le résultat de la combinaison de l'acide boracique avec excès de soude : aussi a-t-il la propriété de verdir les couleurs bleues végétales. Cette propriété en avait imposé à M. *Hahneman* qui l'a annoncé comme étant un nouvel alcali fixe auquel il avait donné le nom de *pneum*.

Digitized by Google

Le borate sursaturé de soude est un sel naturel qui nous est offert sous trois états, savoir dans l'état brut, en masses verdâtres, douces au toucher : cette sorte nous vient de Perse. *Voyez* la première partie de cet Ouvrage, page 95, vol. I ; la seconde qualité nous vient de la Chine ; celle-ci est plus pure que la précédente : la troisième qualité nous vient de la Hollande ; celle-ci nous arrive purifiée, d'une belle blancheur et très-transparente. Les citoyens Lesguilliers, pharmaciens de Paris, sont parvenus à le purifier aussi bien que les Hollandais. J'ai tenté cette purification, de mon côté, et j'y ai très-bien réussi en employant pour intermède une terre argilo-calcaire, autrement de la marne blanche. J'ai consigné le procédé que j'ai suivi dans l'ouvrage cité ci-dessus.

Le borate sursaturé de soude sert à préparer l'acide boracique. *Voyez* Acide boracique, page 81.

L'usage de ce sel est bien plus répandu dans les arts que dans la médecine ; il facilite la fusion des métaux ; on s'en sert dans la soudure de l'or d'où on lui a donné le nom de *chrysocolle* qui signifie *colle or*. Il fait un assez beau verre avec la silice ; on le fait entrer dans la préparation des pierres précieuses artificielles.

La forme des cristaux du borate sursaturé de soude est en prismes hexaèdres terminés par des pyramides trièdres. Il perd sa transparence à la longue.

De la combinaison de l'acide carbonique avec les bases salifiables ou des carbonates.

Les bases salifiables ont une grande tendance à la combinaison avec l'acide carbonique, et il en résulte des carbonates tantôt avec excès de base, tantôt à l'état neutre, tantôt avec excès d'acide. Ces divers états présentent des modifications dans les combinaisons qui changent totalement les propriétés physiques qui appartiennent aux unes et aux autres espèces de carbonates. La chaux, par exemple, qui n'est pas saturée d'acide carbonique, est partie soluble et partie insoluble dans l'eau :

Digitized by Google

la partie soluble est la terre calcaire, la partie insoluble est la portion de carbonate calcaire.

La chaux saturée d'acide carbonique est complètement insoluble dans l'eau ; la même chaux combinée avec excès d'acide carbonique est soluble dans l'eau : de là les eaux dans l'état de carbonate acidule calcaire.

Cette observation se rapporte à la magnésie qui, comme la chaux, est susceptible des mêmes modifications dans ses combinaisons avec l'acide carbonique.

L'attraction de l'acide carbonique pour les bases salifiables est telle, qu'il suffit pour ainsi dire que celles-ci soient en contact avec lui pour qu'il s'y combine en plus ou moins grande proportion ; de là ces masses énormes de carbonates de baryte, de chaux, de strontiane, de magnésie qui constituent en partie le corps solide du globe. La glucine, la zircone, la silice, l'agustine sont susceptibles de combinaison avec l'acide carbonique ; l'alumine ne paraît pas avoir beaucoup d'attraction pour cet acide, ou du moins cette sorte de combinaison est encore très-peu connue.

Mais les bases salifiables qui forment des sels neutres avec l'acide carbonique, lesquels sels neutres sont habituellement préparés dans les laboratoires de pharmacie, sont particulièrement la potasse, la soude, l'ammoniaque. Nous avons déjà fait mention de ces bases salifiables sous le nom de terres alcalines ; nous allons les présenter dans leur combinaison avec l'acide carbonique, à l'état neutre.

Du carbonate de potasse neutre.

Il faut bien distinguer la différence qui existe entre la potasse carbonatée et le carbonate de potasse neutre.

La première est une terre alcaline qui participe du carbonate de potasse avec excès de base. *Voyez* page 41.

La seconde est un produit de la combinaison de l'acide carbonique avec la potasse jusqu'à parfaite

Digitized by Google

saturation. Ce sel bien différent du premier est cristallisable, inaltérable à l'air ; s'il est en contact avec l'air sec, il se couvre d'une légère poussière qui démontre qu'il est efflorescent. Sa saveur n'est pas âcre ou brûlante comme celle de la potasse carbonatée, elle est salée, légèrement urineuse. Si on le soumet à la distillation dans une cornue, on obtient l'eau de cristallisation, et l'acide carbonique se dégage sous forme gazeuse et peut être recueilli sous la cloche de l'appareil hydro-pneumatique ; mais il reste toujours dans la cornue un peu de carbonate que le calorique n'a pu décomposer.

La forme la plus ordinaire des cristaux du carbonate de potasse est en prismes carrés, ou lames avec des sommets dièdres triangulaires, en sorte que la face répond à un des angles solides du prisme. Quatre parties d'eau froide peuvent dissoudre une partie de ce sel.

Les pharmaciens et les chimistes se sont occupés de la recherche d'un procédé convenable pour saturer la potasse d'acide carbonique jusqu'à sa parfaite neutralisation et sa cristallisation. *Welter* a imaginé un appareil dont le citoyen *Robin* jeune a donné la description, laquelle est consignée dans le journal de Pharmacie, page 232, tel qu'il a été construit et employé à l'école polytechnique. Cet appareil est composé de quatre parties distinctes que le citoyen *Robin* désigne sous les noms de vase à effervescence.

partie intermédiaire,
réservoir,
partie à saturation.

Cet appareil dessiné dans un des numéros des Annales de Chimie, l'a été depuis dans la 2e. édition du Manuel de Chimie du citoyen Bouillon Lagrange, avec l'explication des figures et de leur usage.

A la faveur de cet appareil, on dégage l'acide carbonique de la craie ou carbonate calcaire, et on le combine avec la potasse en liqueur au moyen des tubes de communication et par celui de la pression,

Digitized by Google

jusqu'à ce que cette terre alcaline en soit parfaitement saturée.

Ce procédé très-avantageux en lui-même n'est pas toujours à la portée de tout le monde. Le cit. *Berthollet* a indiqué un procédé qui est fondé sur les lois de l'attraction chimique de l'acide carbonique à l'égard des bases salifiables.

On prend une dissolution de potasse carbonatée, et du carbonate d'ammoniaque sublimé dans les proportions égales en poids; on introduit le tout dans une cornue de verre; on monte l'appareil distillatoire, et on distille au bain de sable.

Dans le même moment que l'ammoniaque passe dans le récipient à l'état caustique liquide, le carbonate de potasse cristallise dans la cornue.

On aperçoit que dans cette opération il y a attraction et combinaison de l'acide carbonique avec la potasse, et dégagement du gaz ammoniacal et distillation de l'eau qui le dissout et le fait passer dans le récipient.

Le citoyen *Curaudau*, pharmacien à Vendôme, a proposé un autre procédé. Il consiste à faire un mélange de potasse carbonatée en liqueur saturée, avec de la tannée sèche ou du charbon également sec et en poudre, jusqu'à ce qu'il en résulte une masse solide. Alors on en emplit un creuset que l'on couvre soigneusement; on place ce creuset dans un fourneau de réverbère entre des charbons ardens; on l'y maintient jusqu'à ce qu'il soit rouge de cerise. Alors on laisse refroidir, on retire la matière du creuset, on la fait dissoudre, on filtre la dissolution, on évapore jusqu'à pellicule, et on obtient par le refroidissement et le repos, du carbonate de potasse cristallisé.

Remarques.

Dans cette opération, l'eau est décomposée; son oxigène se porte sur le carbone et forme de l'acide carbonique, lequel à son tour se porte sur la potasse et en forme du carbonate de potasse saturé.

Digitized by Google

Ce sel contient, d'après *Bergman*, potasse 48, acide carbonique 20, eau 32. Suivant *Pelletier*, potasse 30, acide carbonique 43, eau 17.

Le carbonate de potasse sert en médecine, dans les arts, dans les verreries, et dans les teintures.

Carbonate de soude, sel de soude, alcali minéral, natrum *ou* natron, *craie de soude.*

On a pendant long-tems distingué le carbonate de soude sous le nom d'*alcali minéral*; et on y était en quelque sorte autorisé puisque ce sel se trouve abondamment répandu dans la nature parmi les corps minéraux. On le trouve en effet en masse sur le sol du lac Memphis en Egypte, après l'évaporation de l'eau qui s'opère pendant la saison la plus chaude de l'année; il est connu sous le nom de *natrum*, c'est un mélange de carbonate de soude et de muriate de soude. Tout prouve que ce carbonate est un produit de la décomposition du muriate de soude par les produits de la désorganisation des végétaux et des animaux.

Ce sel constitue la base du muriate de soude qui existe tout formé dans les eaux de la mer et celles des fontaines salées, mais alors il ne s'y rencontre pas dans l'état de carbonate, il y remplit les fonctions de base salifiable combinée avec l'acide muriatique. On peut facilement l'obtenir à l'état de carbonate, il ne s'agit pour cela que d'en dégager l'acide muriatique par l'acide sulfurique, *voyez* page 72 : il en résulte du sulfate de soude; on décompose ensuite celui-ci par du carbonate de potasse en liqueur, et on obtient du sulfate de potasse qui cristallise le premier, et du carbonate de soude qui cristallise en second.

Mais la plus grande partie du carbonate de soude que l'on prépare dans les laboratoires de pharmacie est un produit de la lixiviation de la soude dite en *pierre*. *Voyez* Soude, page 49.

On réduit en poudre la soude du commerce, on la fait bouillir dans de l'eau, dans une marmite de fer,

Digitized by Google

jusqu'à ce que toute la matière saline soit épuisée. On rassemble toutes ces dissolutions, on les filtre et on les fait évaporer lentement. On remarque pendant l'évaporation qu'il s'opère une cristallisation dans la liqueur; ce sel est du muriate de soude qui cristallise dans l'eau chaude comme dans l'eau froide : on l'enlève à mesure qu'il se présente. On prolonge l'évaporation jusqu'à ce qu'il se manifeste à la surface de la liqueur une pellicule saline qui occupe tout le diamètre du vase sans solution de continuité. Alors on coule la liqueur dans des vases cristallisatoires, et on obtient par le refroidissement des cristaux octaèdres rhomboïdaux, dont les pyramides sont tronquées très-près de leur base.

Souvent il arrive que ces cristaux ne sont pas très-blancs et très-transparents à la première cristallisation; on les fait dissoudre dans de nouvelle eau, on filtre et on évapore jusqu'à ce qu'enfin les cristaux soient très-blancs.

Remarques.

J'ai vu quelquefois que les cristaux de carbonate de soude étaient colorés par une matière fuligineuse que les dissolutions et filtrations réitérées ne pouvaient pas enlever; cela tient à la mauvaise qualité de la soude qui n'a pas été parfaitement incinérée : dans ce cas on fait entrer les cristaux de soude en fusion dans un creuset entre des charbons ardents, afin de brûler toutes les fuliginosités. On dissout de nouveau la masse saline dans de l'eau; on filtre et on fait évaporer jusqu'à pellicule pour obtenir des cristaux. Le carbonate de soude est composé d'après *Bergman*, de soude 20, acide carbonique 16, eau 64.

La base soude est nécessairement d'une nature différente que la base potasse : il lui faut quatre parties de moins d'acide carbonique pour la saturer que pour la potasse.

Le carbonate de soude a une légère saveur alcaline; c'est un véritable sel neutre : cependant il ver-

Digitized by Google

dit les couleurs bleues végétales. Il est d'un usage très-répandu en médecine, dans les arts, dans les verreries, dans les fabriques de savon, dans les lessives ; on le combine avec tous les acides, et on en obtient des sels neutres qui participent de la nature de l'acide avec lequel il est combiné.

Carbonate de magnésie ; magnésie blanche, poudre du comte de Palme, de Sentinelli, de Valentini ; magnésie Sedlitzienne.

Tels sont les différents noms que l'on a donnés au carbonate de magnésie qui n'est bien connu que depuis vingt-cinq ans. Ce sel est presque insoluble dans l'eau, lorsqu'il est dans l'état neutre : il devient plus soluble lorsqu'il est avec excès d'acide carbonique. Si l'on chauffe une dissolution de carbonate de magnésie avec excès d'acide carbonique, la liqueur se trouble par la raison que l'acide se dégage, et ramène la magnésie à l'état de carbonate insoluble. On obtient pourtant quelquefois le carbonate de magnésie cristallisé en petits cubes ou en petites aiguilles très-fines. *Voyez* pour la manière de la préparer, Magnésie, page 33.

Carbonate d'ammoniaque alcali volatil concret ; sel volatil d'ammoniaque.

Ce sel n'est bien connu que depuis que l'on a su établir la différence qui existe entre les substances simples et les mêmes dans l'état de combinaison. On a pensé pendant long-tems que ce sel était de l'ammoniaque pure, mais aujourd'hui on est certain par l'analyse synthétique qu'il est le résultat de la combinaison de l'acide carbonique avec l'ammoniaque.

Il est plusieurs procédés à l'aide desquels on parvient à obtenir ce carbonate. Ceux qui sont les plus usités consistent dans la décomposition du muriate d'ammoniaque par la loi des doubles attractions. Nous ne parlerons pas ici du carbonate d'ammoniaque que l'on obtient par l'analyse des matières ani-

Digitized by Google

males au degré de feu supérieur à celui de l'eau bouillante. Cette sorte de carbonate participe toujours de la présence d'une huile empyreumatique qui lui donne une odeur qui lui est étrangère, et que l'on ne peut lui enlever que bien difficilement. Mais le carbonate d'ammoniaque préparé par la décomposition du muriate d'ammoniaque s'obtient par un procédé que nous allons décrire.

On prend du muriate d'ammoniaque. . . . . 5 hectogr. (℔j).

Du carbonate calcaire, *vulgò* de la craie blanche. . . . . 1128 gram. (℔j ℥ j v).

On réduit en poudre chacune de ces substances séparément, ensuite on en fait le mélange, et on l'introduit promptement dans une cornue : on pose cette cornue sur un bain de sable et on procède à la distillation, après avoir adapté à la cornue une allonge et un ballon.

Le carbonate s'élève et vient adhérer à la partie supérieure interne de la cornue, et à son col ; quelquefois il se sublime jusque dans l'intérieur de l'allonge. Lorsqu'il ne se sublime plus rien, on arrête le feu, on laisse refroidir l'appareil, et on détache le sel que l'on renferme dans un flacon qui bouche exactement.

Remarques.

On peut, au lieu de carbonate calcaire, employer du carbonate de potasse saturé ; mais alors on prend de chaque sel, seulement partie égale. Ce second procédé n'est pas le plus économique, et on préfère habituellement l'intermède de la craie.

Nous remarquerons encore que quand on traite cette opération en grand, on ne se sert pas de cornue : on prend deux pots de terre vernissée de même diamètre et d'une capacité égale. On met le mélange de craie et de muriate d'ammoniaque dans l'un de ces pots, on a eu soin d'en user les bords en les frottant sur une pierre de grès ainsi que celui qui est destiné

à

à être appliqué par dessus par simple juxtà-position : on les applique l'un sur l'autre comme pour préparer l'acide benzoïque par sublimation : à la partie supérieure du pot qui recouvre celui qui contient le mélange, on a pratiqué un petit trou pour faciliter le dégagement de l'air contenu dans l'intérieur des vaisseaux : toutes les jointures étant bien lutées, on procède à la sublimation par un feu ménagé et élevé graduellement. On obtient par ce procédé du carbonate d'ammoniaque qui se sublime dans l'intérieur du pot supérieur. Lorsque cette première sublimation est achevée, on délute l'appareil ; on ôte le résidu de la sublimation ; on introduit de nouveau un pareil mélange que ci-dessus de carbonate de chaux et de muriate d'ammoniaque, que l'on fait sublimer sur la première couche de carbonate d'ammoniaque déjà sublimée ; on renouvelle la sublimation par de nouvelles matières, jusqu'à trois ou quatre couches, et on obtient par ce moyen du carbonate d'ammoniaque en couches épaisses, sans beaucoup de frais de vases, ni perte de tems.

Le carbonate d'ammoniaque bien saturé ne doit point avoir d'odeur ; mais il a nécessairement celle de l'ammoniaque caustique, parce qu'il y en a toujours une petite quantité de mise à nu par l'excès de chaux vive qui se rétablit pendant l'opération, et qui détermine son dégagement à l'état de gaz non combiné.

Le carbonate d'ammoniaque est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, en sorte qu'on peut l'obtenir en cristaux en le faisant dissoudre dans l'eau distillée chaude, dans les vaisseaux fermés, et par le refroidissement. Ses cristaux sont des prismes à plusieurs faces.

Si l'on sublime ce sel avec quelques gouttes d'huile volatile de lavande, on obtient un sel connu sous le nom de *sel volatil d'Angleterre*.

On se sert de ce sel en l'aspirant par le nez dans les affections hystériques, dans les douleurs de tête.

Digitized by Google

C'est un puissant tonique; il facilite les sécrétions de tous genres. Il convient aux vieillards, aux jeunes enfants, et aux tempéraments phlegmatiques. La dose est depuis 1 jusqu'à six décigrammes.

Nota. 1°. L'acide carbonique se combine avec quelques métaux et forme des carbonates métalliques : c'est ainsi, par exemple, que la nature nous présente des carbonates de zinc, de plomb, de fer, etc.; mais il n'est pas de combinaisons opérées par l'art pharmaceuto-chimique entre l'acide carbonique et les métaux, dont l'usage soit applicable à la médecine.

Nota. 2°. Les acides arsénique, tungstique, molybdique et chromique forment aussi des combinaisons salines avec les bases salifiables. C'est à la nature que nous en devons les premiers modèles. Les sels qui résultent de leur combinaison ne sont utiles qu'aux arts, nous nous réservons d'en dire quelque chose en traitant des métaux en particulier.

CHAPITRE XI.

Des métaux.

Les métaux sont des corps combustibles que l'on est autorisé à regarder comme des corps simples jusqu'à ce que, par des moyens qui demeurent inconnus jusqu'à présent, on soit parvenu à démontrer qu'ils sont susceptibles d'être décomposés.

Ils sont rangés dans l'ordre des combustibles simples, parce qu'ils ont en effet une très-grande tendance à la combinaison avec l'oxigène, et qu'ils brûlent réellement avec ou sans flamme, qu'ils peuvent s'unir à d'autres combustibles simples comme eux, et donner naissance à un nombre infini de combinés susceptibles d'un non moins grand nombre de modifications, et d'acquérir toute sorte de propriétés tant physiques que chimiques.

Digitized by Google

Il faudrait consulter la nature, parcourir son vaste laboratoire, examiner tous les produits qui en sortent, avant de visiter les laboratoires privés des chimistes, et les produits de leur art, pour avoir une grande et juste idée de ce que peut la main du tems, et la puissance de l'attraction de combinaison.

L'origine des métaux n'est pas positivement connue; mais on est porté à croire que leur formation est due à la décomposition simultanée des végétaux et des animaux: ce qui tend à appuyer cette présomption, c'est que les mines métalliques se rencontrent rarement dans le granit et les montagnes de première origine; que celles de ces montagnes qui sont d'une moderne formation ne peuvent en donner que peu ou point, qu'enfin il ne s'en trouve que dans les montagnes de seconde origine, dans celles de schiste et d'antique pierre calcaire dépouillée de toute apparence de coquilles.

Laissons aux naturalistes à développer cette grande et belle idée de la formation des métaux; contentons-nous pour le présent de les considérer comme physiciens et comme chimistes.

Les métaux, considérés sous leurs rapports physiques, sont les corps les plus pesants de la nature; ils sont doués d'une opacité absolue, et les autres caractères qui les distinguent des autres corps minéraux sont la friabilité, la malléabilité, et la ductilité. De tous ces caractères que nous venons de citer comme des attributs qui leur sont propres et essentiels, nous en exceptons la friabilité qu'ils ont de commun avec les terres, les pierres, les sels, et généralement avec les autres corps minéraux solides.

C'est à leur opacité absolue que les métaux doivent la propriété qu'ils ont de réfléchir les rayons de la lumière, qu'ils doivent l'éclat ou le brillant métallique dont ils jouissent; et cette qualité est toujours en raison composée de la densité et de la dureté du métal, en sorte qu'ils sont susceptibles d'un poli plus ou moins vif.

Digitized by Google

La friabilité constitue leur état cassant : elle se reconnaît par le peu d'adhérence qui existe entre leurs molécules, en sorte que celles-ci peuvent être disgrégées par un faible effort.

La malléabilité se reconnaît par la faculté qu'ils ont de s'étendre sous le marteau.

La ductilité tient à la plus ou moins grande ténacité de leurs molécules, et la faculté qu'elles ont de s'allonger plutôt que de se disgréger. Les degrés de ductilité varient entre les métaux : de là les distinctions de *demi-ductile*, *ductile*, et *très-ductile*.

La faculté sonore est encore un des attributs des métaux. On peut poser en principes que ceux d'entre eux qui jouissent le plus de la ductilité et malléabilité simultanément, sont les plus sonores.

Enfin les métaux ont tous une odeur qui leur est particulière ; elle se manifeste naturellement ou à la suite du frottement.

Les métaux sont d'excellents conducteurs du calorique. Il faut bien distinguer la différence qu'il y a entre la conducibilité et la capacité pour le calorique. Les meilleurs conducteurs du calorique sont ceux qui le laissent plus facilement et plus promptement échapper, ou qui le transmettent plus aisément à d'autres corps ; tandis que ceux qui retiennent plus long-tems le calorique, sont ceux qui ont pour lui plus de capacité.

Les métaux diffèrent entr'eux par leur pesanteur spécifique.

Si nous examinons les métaux comme chimistes, nous voyons que la lumière paraît avoir quelque action sur eux, mais qu'elle est peu sensible : ce n'est qu'à la longue que l'on s'aperçoit qu'un métal a perdu un peu de son brillant métallique.

Il n'en est pas de même de l'action qu'exerce l'air sur la surface des métaux ; tous, excepté l'argent, l'or et le platine, ne tardent pas à se ternir lorsqu'ils sont en contact avec ce fluide élastique, et pour que ces trois métaux que nous venons d'excepter n'éprou-

Digitized by Google

vent point d'altération, il faut qu'ils soient privés de toute espèce d'alliage, conséquemment d'une pureté absolue.

Les métaux jouissent d'une sorte de volatilité lorsque leurs molécules sont tenues écartées et soulevées par le calorique. Leur degré de volatilité n'est pas égal pour tous, et elle ne s'opère pas indistinctement à l'air libre, impunément. Tous peuvent se volatiliser à l'air libre par le plus ou le moins d'accumulation du calorique; mais on remarque que les métaux facilement oxidables ne peuvent se volatiliser sans perdre leur propriété métallique, que dans les vases fermés; tandis que les métaux difficilement oxidables, tels que l'argent, l'or, le platine, peuvent se volatiliser à l'air libre, par l'action du calorique sans changer de nature.

Cette volatilité des métaux bien constatée par l'expérience, et notamment par *Macquer* et *Lavoisier*, qui ont exposé de l'or et de l'argent au foyer de la lentille de *Schirnausen*, prouve évidemment que les métaux sont indécomposables par le calorique, puisqu'on peut les recueillir sans altération. Ce fait est certain à l'égard de l'or et de l'argent. Une lame d'argent exposée au dessus de l'or vaporisé par le calorique a été dorée; une lame d'or a été argentée à son tour par le métal argent soumis à l'action semblable du calorique.

Les métaux très-facilement oxidables ne se volatilisent pas moins par l'action du calorique, sans être altérés, lorsqu'on opère dans les vaisseaux fermés.

Il résulte de ces faits et de ces observations, 1°. que la nécessité d'accumuler plus ou moins de calorique pour déterminer la volatilisation des métaux, n'est point une objection contraire à leur volatilité relative.

2°. Que leur inaltération par l'action du calorique sans le concours de l'air, prouve qu'il ne sont ni décomposés, ni décomposables par cet agent de destruction ou de décomposition de tous les autres corps qui sont réellement composés ou combinés.

Digitized by Google

3°. Qu'il existe parmi les métaux des différences sensibles dans leur inaltérabilité ou altérabilité.

Les métaux diffèrent encore entr'eux par leurs degrés de fusibilité. On peut les calculer par la force d'attraction moléculaire, par la densité, et par la ténacité que l'on remarque entre leurs molécules. Nous aurons occasion de faire apercevoir que tel métal est en fusion à la température habituelle de l'atmosphère, tel est le mercure, qu'il est un alliage métallique qui entre en fusion à une température inférieure à celle de l'eau bouillante, et que tels autres au contraire exigent une température élevée *ad summum gradum.*

Les métaux ont une grande tendance à la combinaison avec une infinité d'autres corps soit simples, soit combinés; mais si on les sépare des corps avec lesquels ils sont combinés, ils reprennent leur premier état sans avoir éprouvé ni altération, ni perte.

Toutes ces considérations, tous ces faits, tous les caractères qui sont propres à chacun d'eux en particulier, qui paraissent communs à plusieurs d'entre eux, ont déterminé les chimistes à diviser les métaux en cinq ordres ou sections,

Savoir; 1°. en métaux acidifiables et cassants;
2°. en métaux oxidables et cassants;
3°. en métaux oxidables et demi-ductiles;
4°. en métaux oxidables, malléables et ductiles;
5°. en métaux difficilement oxidables, malléables et très-ductiles.

La première section comprend;

1. L'arsenic.
2. Le tungstène.
3. Le molybdène.
4. Le chrome.
5. Le columbium.

La seconde section comprend;

1. Le titane.
2. L'urane.
3. Le tellure.
4. Le cobalt.
5. Le nickel.
6. Le manganèse.

Digitized by Google

7. Le bismuth. 8. L'antimoine.

La troisième section comprend ;

1. Le mercure. 2. Le zinc.

La quatrième section comprend ;

1. L'étain. 3. Le fer.
2. Le plomb. 4. Le cuivre.

La cinquième enfin comprend ;

1. L'argent. 3. Le platine.
2. L'or.

§. I. *Des métaux acidifiables et cassants.*

On donne le nom de métaux acidifiables et cassants à ceux d'entr'eux qui sont doués de la friabilité, c'est-à-dire dont les molécules peuvent être disgrégées par une action contondante plus ou moins puissante, et dont la tendance à la combinaison avec l'oxigène est telle, que non seulement ils prennent avec cet agent l'état d'oxide métallique, mais encore qu'ils peuvent en être saturés au point d'être convertis en acides, et d'en avoir toutes les propriétés.

A. *De l'arsenic.*

L'arsenic est un métal d'une couleur grise noirâtre, réfléchissant les couleurs d'Iris, très-pesant, et ayant si peu d'adhérence dans ses parties, qu'il peut se briser par le moindre effort. On en trouve quelquefois de natif, dans la Bohème, la Hongrie, dans la Saxe, à Sainte-Marie-aux-Mines. Tantôt il est disposé en lames appliquées les unes sur les autres, représentant de petites écailles, et il prend le nom d'*arsenic testacé*; d'autrefois il est composé d'écailles plus fines, il offre dans sa cassure des grains fins très-serrés, sa couleur est noire, on ne le reconnaît que par sa pesanteur spécifique, par l'odeur d'ail qu'il

Digitized by Google

exhale en brûlant, ainsi qu'une fumée blanche lorsqu'on le jette en poudre sur des charbons ardents.

Ce métal s'allie avec un grand nombre de métaux dont il devient en quelque sorte le minéralisateur, s'il est permis de donner ce nom à un métal. Il est actuellement bien distingué du cobalt avec lequel on l'a confondu pendant long-tems, sur-tout depuis qu'on est parvenu à le réduire en métal, en traitant l'oxide blanc d'arsenic dit *acide arsénieux*, avec un flux réductif.

On prend de l'oxide blanc d'arsenic du commerce; on le réduit en poudre, et on en fait une pâte avec du savon noir. On introduit ce mélange dans un matras que l'on place sur un bain de sable; on chauffe d'abord modérément afin de brûler l'huile du savon, et de la réduire en charbon. Alors on augmente le feu, et l'arsenic qui est volatil se sublime dans la partie supérieure du matras, avec son brillant métallique. Il est d'un gris brillant comme de l'acier, ayant une forme cristalline que le cit. *Delisle* regarde comme des octaèdres.

Ce métal s'allie par la fusion avec la plupart des métaux; il a la singulière propriété de rendre plus fusibles les métaux qui entrent difficilement en fusion, et réfractaires ceux qui sont facilement fusibles. Sa pesanteur spécifique est de 57,633, à 10,000.

Le plus grand usage de l'arsenic considéré comme métal, est relatif aux arts, particulièrement pour les métaux d'alliage et de composition; mais c'est surtout sous l'état d'oxide blanc ou acide arsénieux qu'on le trouve répandu dans le commerce.

De l'oxide blanc d'arsenic, ou acide arsénieux.

L'oxide d'arsenic blanc ou oxide arsénieux est une matière blanche, pesante, ayant un coup d'œil vitreux, une saveur âcre, et qui paraît formée de couches successives qui s'appliquent les unes sur les autres, et qui adhèrent entre elles par une sorte de fusion occasionnée par l'action du calorique, lors du

Digitized by Google

grillage des mines métalliques qui contiennent l'arsenic métal, notamment la mine de cobalt.

Les caractères qui servent à le faire reconnaître, sont sa saveur, sa volatilité lorsqu'il est exposé à l'action du calorique, la fumée blanche qu'il répand lorsqu'on l'applique sur des charbons allumés, l'odeur d'ail qu'il fait sentir en brûlant, et sa dissolubilité dans l'eau, dans les proportions de quatre-vingt parties d'eau sur une, à la température de 12 degrés, et de quinze parties d'eau à la température de 80 degrés.

Cet oxide est un des poisons des plus dangereux. Son plus grand usage est pour les teintures dans les fabriques de toiles peintes, façon indienne. On s'en sert aussi dans les verreries, dans les travaux docimastiques, on le fait entrer dans la composition de quelques vernis. C'est avec cet oxide que l'on prépare l'acide arsénique, *voyez* page 87.

Des arséniates.

Les arséniates sont des sels qui participent de la combinaison de l'acide arsénique avec les diverses bases salifiables. On connaît actuellement en chimie et dans les arts, les arséniates de potasse, de soude et d'ammoniaque.

C'est à *Macquer* à qui l'on doit la première connaissance de la combinaison de l'acide arsénique avec la potasse; il est vrai qu'il ne pensait pas que l'oxide d'arsenic dont il opérait la combinaison avec cette base salifiable dût y remplir la fonction d'un acide.

Arséniate de potasse.

On peut préparer ce sel en combinant immédiatement l'acide arsénique avec la potasse; mais *Macquer* indique un procédé qui n'est pas moins facile à exécuter. Ce procédé consiste à faire un mélange de parties égales d'oxide blanc d'arsenic et de nitrate de potasse purifié: on introduit ce mélange dans une cornue; on distille à feu nu jusqu'à ce qu'il ne passe

plus d'acide nitreux dans les récipients. On trouve dans le fond de la cornue une masse saline, fondue, blanche, compacte; on la fait dissoudre dans l'eau, on filtre, on fait évaporer, et on obtient des cristaux en prismes quadrangulaires, terminés par une pyramide quadrangulaire. Le cit. *Fourcroy* le nomme arséniate acidule de potasse.

Ce sel n'est pas employé en médecine; il sert particulièrement pour faciliter la fusion du platine.

Remarques.

On conçoit que dans cette opération l'oxigène de l'acide nitrique du nitrate s'est porté sur l'acide arsénieux, l'a converti en acide arsénique, et qu'il en est résulté une nouvelle combinaison avec la base du nitre, ce qui a produit de l'arséniate de potasse.

On peut préparer par un procédé semblable l'arséniate de soude en employant du nitrate de soude.

L'arséniate d'ammoniaque doit se préparer directement avec l'acide arsénique et l'ammoniaque.

Du sulfure d'arsenic jaune et rouge, orpin, orpiment et réalgar.

Combinaison du soufre et de l'arsenic. Le sulfure d'arsenic jaune et rouge est natif ou le produit de l'art.

C'est à celui qui a été produit par l'art que l'on donne la préférence pour l'usage de la peinture. On traite ensemble des pyrites arsénicales et martiales, par le grillage; la combinaison du soufre et de l'arsenic s'opère par la rencontre de deux matières en vapeurs; il résulte un sublimé qui est tantôt jaune, tantôt rouge. Il paraît que cette différence dans la couleur n'est due qu'à l'application du feu, et non à une plus grande quantité de soufre.

B. *Du tungstène.*

Le tungstène est un métal acidifiable et cassant,

Digitized by Google

d'une couleur blanche tirant sur le gris, et d'une extrême dureté.

La pesanteur spécifique de ce métal, d'après le cit. *Guyton*, est de 85, 406. Son infusibilité et sa friabilité, mieux encore sa rareté comme métal, le rendent très-peu propre aux arts. On ne le rencontre dans la nature que dans l'état de tungstate. *Voyez* page 142, 1re. partie de cet ouvrage.

On obtient l'acide tungstique du tungstate calcaire. *Voyez* page 88.

Les tungstates de potasse, de soude, et d'ammoniaque, ne sont pas encore employés en médecine.

C. *Du molybdène.*

Le molybdène est un métal acidifiable et cassant, d'une couleur grisâtre, qui a été découvert par M. Hyelm, et que *Pelletier* a tenté d'obtenir de la réduction de l'oxide et de l'acide molybdique.

Ce métal est trop peu connu pour en parler longuement: on n'en obtient que l'acide *molybdique*. *Voy.* Acide *molybdique*, page 89.

D. *Du chrome.*

Le chrome est un métal d'une couleur grise, blanche, dont les molécules ont peu d'adhérence entre elles, infusible, fixe, et qui cristallise en aiguilles. Ce métal a été découvert par le cit. Vauquelin, dans le plomb rouge de Sibérie, à l'état d'acide, et à l'état d'oxide dans l'émeraude et dans le plomb vert qui accompagne le plomb rouge. La nature nous l'offre encore combiné avec le fer, dans l'état de chromate. Son nom lui a été donné de la propriété qu'il a de présenter des nuances de couleurs qui varient, et dont il est susceptible suivant les proportions d'oxigène avec lequel il se trouve combiné, et d'où il résulte tantôt un oxide vert, tantôt un acide rouge. Le mot *chrome* signifie *couleur*.

On prépare avec le plomb rouge de Sibérie, un

Digitized by Google

acide connu sous le nom d'acide chromique. *Voyez* page 90.

C'est de l'acide chromique que l'on peut parvenir à obtenir le chrome. On prend 72 parties d'acide chromique que l'on met dans un creuset de charbon ; on place celui-ci dans un autre creuset de porcelaine rempli de poussière de charbon ; on place cet appareil dans un fourneau de forge, et on le chauffe pendant une heure à l'action d'un feu très-vif. On trouve ensuite dans le creuset de charbon une masse métallique d'un gris blanc formée d'aiguilles entrelacées les unes dans les autres. Soixante-douze parties de plomb rouge de Sibérie ont produit au citoyen Vauquelin quarante trois parties de métal.

Le chrome n'est encore d'aucun usage en pharmacie ; il peut être utile à la peinture, lorsqu'il est dans l'état d'oxide vert ou d'acide rouge.

E. *Du columbium.*

Charles *Hatchet*, chimiste anglais, est l'auteur de la découverte de ce nouveau métal qu'il a nommé *columbium*, en latin et en anglais, et qui pourrait être appelé le *Colomb* en français. L'auteur a pensé qu'il devait lui donner ce nom de celui de Christophe *Colomb*, parce que le minéral d'où il l'a tiré venait d'Amérique, pays découvert par ce voyageur hardi.

Le minéral dont M. *Hatchet* a fait l'analyse, ressemble à quelques égards au chromate de fer de Sibérie ; il est lourd, de couleur gris-foncé tirant sur le noir.

On ne peut obtenir le métal columbium qu'en le traitant d'abord avec cinq ou six parties de carbonate de potasse. On fait entrer le minéral en fusion avec la potasse, ensuite on le met en digestion dans l'acide muriatique qui s'empare du fer qui lui était uni.

Pendant la fusion, l'acide carbonique est chassé, et la potasse est en partie neutralisée par un acide métallique que l'on peut appeler acide *columbique*. On sépare cet acide en faisant dissoudre le columbiate

Digitized by Google

de potasse dans de l'eau, en filtrant la dissolution, et en ajoutant de l'acide nitrique en excès. Il résulte du nitrate de potasse, et il se forme un précipité abondant, floconeux et blanc qui est de l'acide *colombique*. Cet acide est insoluble dans l'acide nitrique bouillant: l'acide muriatique bouillant le dissout ainsi que l'acide sulfurique; si on ajoute de la potasse à ces acides qui le tiennent en dissolution, il se forme de nouveau un précipité blanc floconeux qui est l'acide colombique.

Pour obtenir le métal, on prend cet acide et on le traite comme l'acide chromique. Il paraît que ce métal est très-difficile à réduire.

D'après les propriétés que nous venons d'indiquer, M. *Hatchet* pense que le columbium doit être placé au rang des métaux acidifiables et cassants.

Nota. M. Hatchet, dans la notice qu'il a donnée sur le columbium, et qui est imprimée *Journal de Physique*, page 321, volume 54, ne dit rien de sa sa couleur, ni de sa pesanteur spécifique.

§. II. *Des métaux acidifiables et cassants.*

Les chimistes ont compris dans cette section les métaux dont l'adhérence des molécules cède plus ou moins facilement sous le marteau, c'est-à-dire qui ne sont que friables proprement dits, qui ont d'autre part une très-grande tendance à la combinaison avec le gaz oxigène, mais qui ne retiennent de sa base que la quantité nécessaire pour être convertis en oxides et non en acides.

Les métaux oxidables sont soumis à plusieurs degrés d'oxidation. Le premier degré est désigné sous le nom de *minimum*, le dernier degré est appelé *maximum*, tous les degrés intermédiaires sont énumérés par 2, 3, 4, etc., chacun de ces degrés est estimé en conséquence de la quantité de base oxigène que le métal a retenue, et l'augmentation du poids du métal correspond à cette quantité d'oxigène embasée.

Digitized by Google

A. *Du titane.*

Le titane est un métal oxidable et cassant qui se rencontre à l'état d'oxide dans le schorl rouge, et dans l'oisanite. Il est à l'état d'oxide rouge dans le schorl, et à celui d'oxide brun, dans l'oisanite. Ainsi l'on peut regarder l'oisanite et le schorl, comme de véritables oxides de titane.

Quoiqu'on ne soit pas encore parvenu à réduire complètement ces oxides, cependant si l'on suit avec attention les travaux de *Klaproth*, et des chimistes *Vauquelin* et *Hecht*, on ne pourra se refuser à admettre l'existence d'un métal oxidé dans les deux minéraux que nous venons de citer. Ce qu'il y a de remarquable dans les travaux de ces savans, c'est qu'en traitant le schorl rouge avec le carbonate de potasse, on obtient une masse verdâtre laquelle, fondue et délayée dans l'eau bouillante, dépose une poudre blanche légèrement rosée que l'on est autorisé à regarder comme un véritable carbonate de titane. Ce carbonate réduit ensuite en pâte avec l'huile de poisson, et soumis à l'action d'un feu violent au milieu d'une brasque de charbon en poudre fine et d'argile, pendant une heure et demie, on obtient une substance noirâtre, boursoufflée, parsemée de quelques points métalliques rougeâtres. Enfin les acides exercent une action marquée sur ce métal.

Le titane n'est employé ni dans la médecine, ni dans les arts.

Son nom lui vient de *Titan*, fils d'Urane ou de Coclus, c'est-à-dire du ciel et de la terre.

B. *De l'urane.*

Métal oxidable et cassant, découvert par *Klaproth* dans un minéral qui se trouve dans la mine de *Georges Wagsfort*, à Johan-Georgènstadt.

Ce métal est d'un gris foncé à l'extérieur, et d'un brun pâle à l'intérieur. Sa pesanteur spécifique est de 6,440, comparée à 1,000.

Digitized by Google

Klaproth sépara d'abord le soufre du minéral dont il s'agit, par le moyen du grillage; ensuite il fit dissoudre le minéral dans les acides nitrique et nitro-muriatique, et il précipita la dissolution par un alcali. Il obtint des précipités d'un jaune citron ou orangé.

Pour opérer la réduction du métal, il a formé une pâte avec ce précipité et l'huile de lin, il l'a placée dans un tet à rôtir, et il a mis la poudre noire qui en est résultée, dans un creuset bien brasqué avec la poudre de charbon, et au moyen d'un grand feu, il a obtenu le métal dont nous avons annoncé les caractères ci-dessus.

Klaproth a donné à ce métal le nom d'*uranit* ou *uranium* de celui d'*Uranus* que *Bode* avait donné à la nouvelle planète découverte par *Herschel*. Ce métal n'a pas encore d'usages connus.

C. *Du tellure.*

Métal oxidable et cassant, de couleur analogue à celle de l'étain, approchant du gris de plomb. Son brillant métallique est vif, sa cassure est lamelleuse. Il est très-fusible, et si on le laisse refroidir paisiblement, il prend une configuration cristalline. Il est très-aigre et très-friable. Sa pesanteur spécifique est de 6,115.

Ce métal a été découvert par *Klaproth* dans une mine d'or blanche. Ce minéral se trouve 1°. dans la mine dite *muriahilt*, dans les monts Fatzbay près Zalethna en Transilvanie; 2°. dans l'or graphique d'Offenbaya; 3°. dans la mine jaune de Nagyag; 4°. dans la mine d'or feuilletée grise de Nagyag.

Ce métal n'est pas encore d'une utilité bien connue dans les arts et dans la médecine. Ce que l'on sait de plus remarquable sur son compte, c'est que son oxide obtenu soit des dissolutions acides par l'alcali, soit des dissolutions alcalines par les acides, se réduit avec une rapidité qui ressemble à la détonation; lorsqu'on l'expose à la chaleur sur un charbon, il se brûle et se volatilise.

Digitized by Google

D. *Du cobalt.*

Le cobalt est un métal facilement oxidable et cassant. Il est d'une couleur blanche brillante, tirant un peu sur le rouge, d'un grain extrêmement fin et serré. C'est à *Brandt*, célèbre minéralogiste suédois, que nous devons la connaissance de ses propriétés et de son caractère métallique : ce fut en traitant le safre, ou oxide de cobalt du commerce, qu'il découvrit l'existence de ce métal. *Voyez* Cobalt et mine de Cobalt, page 148, 149 et suiv., vol. 1er. de la première partie de cet Ouvrage.

La meilleure méthode pour obtenir le cobalt pur de ses mines, consiste 1°. à les calciner pendant longtems, en ajoutant tous les quarts d'heure de la poussière de charbon, ou de l'huile, pour favoriser l'évaporation de l'arsenic ; 2°. à les dissoudre dans l'acide nitrique, faire évaporer jusqu'à siccité et redissoudre dans l'eau ; 3°. précipiter par la potasse pure cette nouvelle dissolution, et faire bouillir le précipité séparé de la liqueur qui le surnageait, dans une dissolution de nouvelle potasse pure ; 4°. on doit bien laver le dépôt, le dissoudre dans l'acide acétique, et faire évaporer à plusieurs reprises jusqu'à siccité ; 5°. On fait redissoudre dans l'eau, on filtre, on précipite par l'ammoniaque, on décante et on redissout le précipité dans l'ammoniaque ; 6°. enfin on évapore cette dissolution ammoniacale jusqu'à siccité, et on calcine légèrement pour en séparer toute l'ammoniaque. Le résidu est un oxide d'un brun rougeâtre, qui, fondu au feu de forge avec un mélange de flux noir, de borax et d'un peu d'huile en consistance de pâte, donne du cobalt bien pur, et qui ne contient plus aucun vestige de fer.

La pesanteur du cobalt pur est de 7,700, il est attirable à l'aimant, sa fusibilité approche de celle de la fonte de fer ; il brûle avec une flamme rouge et laisse un oxide noir.

Ce métal dissous dans l'acide nitro-muriatique, ou

son oxide dans l'acide muriatique, forme l'encre de sympathie. On étend cette dissolution avec de l'eau, pour s'en servir.

On se sert du cobalt pour recouvrir les vases de ménage faits en tôle, au lieu de les étamer. On en recouvre les feuilles de tôle pour la couverte des toits des maisons.

On prépare pour les arts l'oxide de cobalt, ou safre, le bleu d'azur, ou smalt. *Voyez* page 131, vol. I de la première Partie.

Le cobalt n'est d'aucun usage en médecine.

E. *Du nickel.*

Le nickel est un métal d'une couleur blanche tirant sur le jaune que l'on a placé au rang des métaux oxidables et cassants. Ce métal fut d'abord annoncé par *Hyerne*, en 1694, sous le nom de *kupfernickel*. *Cronstedt* est celui à qui on doit la découverte de ce métal; il en assigna les premiers caractères extérieurs dans les Mémoires de l'Académie de Stockholm, en 1751 et 1764.

Le nickel paraît grenu dans sa cassure, mais il n'est pas aussi fragile que les autres métaux de cette seconde section, il jouit au contraire d'une sorte de ductilité; il est très-fixe, et presque aussi difficile à fondre que le fer forgé; il s'oxide lorsqu'on le chauffe à l'air libre, et l'oxide qu'il donne est d'autant plus vert, qu'il est plus pur. Il paraît, d'après le citoyen Guyton, que cet oxide peut se fondre en verre, et qu'il donne aux matières propres à faire du verre une couleur d'hyacinthe plus ou moins rouge.

La pesanteur spécifique du nickel est de 9,000 comparée à 1,000.

On trouve le nickel uni au soufre et à l'arsenic; ses mines ont une couleur rouge de cuivre; les Allemands les nomment *kupfernickel*, ou *cuivre faux*. Ces mines sont presque toujours couvertes d'une efflorescence d'un gris verdâtre que l'on a reconnue pour être de l'arséniate de nickel.

Digitized by Google

Lorsque l'on veut extraire le métal de sa mine, on grille celle-ci en y ajoutant du charbon ; on dissout la mine grillée dans l'acide nitrique ; on précipite le cuivre par le fer, si la mine en contenait ; on évapore ensuite jusqu'à siccité : alors on fait dissoudre dans l'eau ; on précipite par la potasse pure que l'on fait bouillir sur le dépôt : on filtre, on lave bien le précipité, on le redissout par l'acide acétique ; on évapore de nouveau à siccité, et par une douce chaleur ; on dissout cet acétate, on précipite par l'ammoniaque en excès, lequel dissout les oxides de nickel et de cobalt. Cette dissolution évaporée dépose l'oxide de cobalt en poudre rosée, la liqueur ne tenant plus que du nickel, devient bleue ; elle était pourprée par la présence du cobalt ; on continue l'évaporation et on obtient un oxide de nickel d'un vert de poireau, donnant au borax une couleur rouge d'hyacinthe sans mélange de bleu.

On fait avec cet oxide et de l'huile une pâte à laquelle on ajoute deux ou trois parties de flux noir ; on la met dans un creuset avec du borax et du sel marin, on chauffe à une bonne forge pendant une heure et demie, on obtient le nickel débarrassé de cobalt et de fer.

Le nickel n'est pas employé en pharmacie ; il n'est pas encore en usage dans les arts.

F. *Du manganèse.*

Le manganèse est un métal oxidable, cassant, d'un blanc brillant dans sa cassure, mais susceptible de se ternir facilement à l'air. Il offre à l'œil un état grenu dont le grain est inégal et irrégulier, et l'adhérence de ses molécules est telle, qu'il se brise plus difficilement que le fer sous le marteau. Mais la tendance qu'il a à se combiner avec l'oxigène est si forte, qu'il se convertit bientôt en oxide noir, et toutes les surfaces qui sont oxidées deviennent friables, et ne résistent pas même à la seule pression entre les doigts.

La pesanteur spécifique du manganèse est de 6,850.

Digitized by Google

Le meilleur moyen de le conserver à l'état métallique est de le tenir dans l'eau distillée. *Voyez* la première partie de cet Ouvrage, vol. I, pages 155, 156 et suiv. pour connaître ses espèces de mines.

Le manganèse métal n'est pas employé en médecine, ni en pharmacie, ni dans les arts; mais son oxide est infiniment utile en pharmacie, en chimie, dans les verreries, pour la couverte des poteries communes, etc. C'est avec l'oxide de manganèse que l'on prépare l'acide muriatique oxigéné devenu si utile dans l'art du blanchîment et de la décoloration des toiles peintes.

G. *Du bismuth.*

Le bismuth est un métal oxidable et cassant, d'une couleur blanche, brillante, tirant sur le jaune : cette couleur est due à la facilité qu'il a de s'oxider. Il paraît composé de cubes formés par des lames appliquées les unes sur les autres. Sa pesanteur spécifique est, d'après Brisson, de 98,227, comparée à 10,000. Il est de tous les métaux cassants celui qui, après l'étain, entre le plus facilement en fusion. Le citoyen Brongniart est le premier qui ait bien réussi à le faire cristalliser régulièrement. Ce métal peut servir comme le plomb à la purification de l'or et de l'argent par la coupellation.

Si l'on pousse l'oxide de bismuth à la fusion par l'action du calorique, il se convertit en verre de couleur violette, tirant sur le noir, et ce verre sert aux émailleurs pour fabriquer l'émail noir.

Le bismuth s'amalgame très-bien avec le mercure. On commence par l'allier avec l'étain par la fusion, et comme il rend ce dernier beaucoup plus dur, on le convertit facilement en feuilles très-minces sur lesquelles on coule le mercure, et ces feuilles adhèrent aux glaces à raison de leurs surfaces unies.

Pour réduire une mine de bismuth, on fait une fosse en terre, on la couvre de bûches que l'on place très-près les unes des autres, on allume le bois, et on

Digitized by Google

jette par dessus la mine concassée. Le bismuth se fond et coule dans la fosse où il prend une forme semi-orbiculaire.

Le bismuth se trouve natif dans le sein de la terre, ou minéralisé par le soufre, par l'arsenic, ou dans l'état d'oxide, ou dans l'état de carbonate. Quelques minéralogistes assurent qu'on le trouve aussi dans l'état de sulfate avec excès de base.

Le bismuth sert très-peu en pharmacie, cependant on en prépare un oxide blanc connu sous le nom de *magistère de bismuth* ou *blanc de fard*. Pour cela on fait dissoudre du bismuth dans de l'acide nitrique bien pur; ensuite on étend cette dissolution dans beaucoup d'eau très-pure et très-claire. L'oxide se précipite de lui-même : on décante la liqueur qui surnage; on la lave dans plusieurs eaux, et on fait sécher l'oxide à l'abri du contact de la lumière.

L'oxide de bismuth est employé intérieurement par quelques praticiens, à la dose de 4 à 6 décigrammes, soit en pilules, soit en poudre dans une boisson appropriée, dans les engorgemens lymphatiques; mais son usage le plus habituel est à l'extérieur, en pommade, comme cosmétique; on remarque que son usage trop fréquent, ou trop long-tems continué, détruit le velouté de la peu et la flétrit.

H. *De l'antimoine.*

L'antimoine est un métal cassant, facilement oxidable, d'une couleur blanche, brillante, assez semblable à celle de l'étain : il présente extérieurement une configuration stellaire ou celle de la feuille de fougère; ces différences tiennent à celles des quantités de métal sur lesquels on a agi.

L'antimoine se rencontre rarement natif; celui que la nature peut nous offrir, est blanc comme de l'argent, et présente de larges facettes; il contient de l'arsenic; les chimistes qui comme *Bergman* ne regardent pas l'arsenic comme minéralisateur, lui donnent le nom d'antimoine natif adultérin.

Digitized by Google

La pesanteur spécifique de l'antimoine, métal, est de 67,021 comparée à 10,000.

Les divers états sous lesquels la nature nous offre l'antimoine, sont 1°. l'antimoine arsenical natif, ou adultérin; 2°. le sulfure d'antimoine; 3°. l'oxide d'antimoine hydrogeno-sulfuré; 4°. le muriate d'antimoine.

Le sulfure d'antimoine est l'espèce de minéral dont on fait le plus d'usage, soit pour obtenir le métal antimoine proprement dit, soit pour les diverses opérations pharmaceuto-chimiques. Ce sulfure a conservé le nom d'antimoine cru dans le commerce, lorsqu'il a été purifié.

Sulfure d'antimoine purifié.

Cette purification se fait dans des pots percés d'une infinité de petits trous, et posés sur d'autres pots qui sont enfoncés en terre, et dont les bords supérieurs sont au niveau du sol. On met la mine d'antimoine bocardée dans le pot supérieur, on le couvre avec son couvercle, et on allume du charbon ou tout autre combustible tout autour. Le sulfure qui est très-fusible se liquéfie, va se rendre dans le pot inférieur qui sert de récipient, et y prend par le refroidissement une configuration cristalline plus ou moins régulière. On sépare les scories qui surnagent, avec un coup de marteau.

Voici quels sont les diverses opérations que l'on fait avec le sulfure d'antimoine.

1°. Le sulfure d'antimoine porphyrisé.

2°. L'oxide gris d'antimoine.

3°. L'oxide gris blanc.

4°. L'oxide blanc ou diaphorétique minéral lavé, non lavé, ou fondant de Rotrou.

5°. L'oxide d'antimoine sulfuré demi-vitreux, ou foie d'antimoine.

6°. Le même lavé, ou safran des métaux.

7°. L'oxide d'antimoine sulfuré vitreux, ou verre d'antimoine.

Digitized by Google

8°. L'antimoine métal, ou régule d'antimoine.

9°. L'antimoine martial.

10°. Le muriate d'antimoine suroxigéné.

11°. L'oxide d'antimoine hydrogéno-sulfuré rouge.

12°. L'oxide d'antimoine sulfuré orangé, et avec les produits obtenus du sulfure d'antimoine, on prépare le tartrite de potasse antimonié, les fleurs d'antimoine blanches, rouges, et plusieurs autres produits pharmaceutiques, que nous ferons connaître successivement, et selon l'ordre qui semble devoir leur appartenir.

Sulfure d'antimoine prèparé.

On réduit en poudre du sulfure d'antimoine dans un mortier de fer, avec un pilon de même métal; on passe à travers un tamis de soie à mailles fines; ensuite on le réduit en poudre impalpable sur un porphyre. Alors on triture cette poudre dans un mortier de fer, avec beaucoup d'eau; on trouble le mélange, on décante la liqueur troublée après un moment de repos, et on continue la trituration dans l'eau, la décantation, jusqu'à ce qu'on ait obtenu toute la poudre dans le degré de ténuité la plus fine possible. On laisse déposer cette poudre, on décante l'eau qui surnage; et lorsque la matière est en consistance molle, on en fait des trochisques que l'on laisse sécher à l'air.

Le sulfure d'antimoine préparé est recommandé dans les maladies cutanées, dans les maladies syphilitiques; on l'emploie dans la médecine vétérinaire: la dose est de 4 à 12 décigrammes.

Oxide gris d'antimoine.

Pour obtenir cet oxide, on réduit le sulfure d'antimoine purifié en poudre grossière, on le met dans une chaudière de fer, on le soumet à l'action d'un feu ménagé qui soit très-doux. Le but que l'on se propose dans cette opération est de volatiliser une partie du soufre: alors l'antimoine passe au premier degré d'oxidation.

Digitized by Google

Oxide gris-blanc d'antimoine.

Si l'on continue l'action du feu sur le sulfure d'antimoine, le soufre continue de se volatiliser, et le métal passe au second degré d'oxidation : on obtient ce que l'on appelle de l'oxide gris-blanc d'antimoine.

Ces deux premiers degrés d'oxidation conduisent à la préparation de l'oxide sulfuré demi-vitreux et vitreux dont nous ferons mention ci-après.

De l'oxide d'antimoine par le nitre, antimoine diaphorétique, ou diaphorétique minéral.

L'art chimique nous offre deux procédés pour préparer cet oxide; l'un est celui dans lequel on fait un mélange d'une partie de sulfure d'antimoine, et de trois parties de nitrate de potasse, dont on opère la déflagration, en le projetant par cuillerées dans un creuset placé entre des charbons ardents.

Le second procédé, qui est décrit dans le Code de Paris, consiste à faire un mélange d'une partie d'antimoine métallique et de deux parties de nitrate de potasse très-pur. Celui-ci est préféré par les pharmaciens, parce qu'il donne un oxide très-blanc.

Lorsque le mélange est fait, on le projette par petites parties dans un creuset rouge de feu; on a soin de n'en projeter de nouvelles quantités que lorsque la déflagration de chaque projection est achevée. Lorsque toute la matière a été déflagrée, on augmente le feu pour la faire entrer en une fusion pâteuse; on la coule sur une plaque métallique chauffée, ou on la laisse refroidir dans le creuset. On la détache, on la pulvérise, et on l'enferme dans un bocal qui bouche bien. C'est ce que l'on nomme *fondant de Rotrou.*

Pour obtenir ce que l'on nomme vulgairement l'antimoine diaphorétique lavé, on réduit en poudre la matière ci-dessus obtenue, on la lave dans plusieurs eaux bien pures et froides, jusqu'à ce que la dernière eau soit insipide. Alors on la porphyrise, et on la tri-

Digitized by Google

ture dans l'eau, pour la décanter ensuite et avoir ce que l'on appelle une poudre extrêmement fine par trituration dans l'eau. On laisse déposer l'oxide, on sépare l'eau qui le surnage, et lorsqu'il est amené à la consistance d'une bouillie épaisse par l'évaporation spontanée, on en forme des trochisques.

Remarques.

La manière d'opérer n'est pas indifférente. On doit d'abord observer de ne projeter le mélange que par petites portions à la fois afin que tout le métal soit parfaitement oxidé pendant la déflagration : lorsque tout le mélange a été introduit dans le creuset, et que la déflagration en est opérée, on remarque que la matière s'est aglomérée par parties ; alors il convient de la sortir du creuset pour la réduire en poudre et la projeter de nouveau dans le creuset, partiellement, afin de bien s'assurer qu'il ne reste aucune parcelle de métal qui ne soit oxidée. Cette précaution est d'autant plus importante, que c'est à la présence de ce métal non oxidé que l'on attribue avec raison la propriété émétique qu'acquiert avec le tems la poudre cornachine. *Voyez* Poudre Cornachine, page 316, vol. I.

Il se passe dans cette opération des phénomènes chimiques très-curieux. L'oxigène de l'acide nitrique du nitrate se porte sur l'antimoine et l'oxide ; la potasse, base de ce nitrate, s'alcalise, et il se dégage du gaz nitreux; ce qui reste dans le creuset est de la potasse unie à l'oxide d'antimoine.

Les premières eaux des lotions tiennent en solution de la potasse et un peu d'oxide d'antimoine qui remplit les fonctions d'un acide à l'égard de cette base alcaline. Si l'on verse un acide sur cette liqueur, il se précipite un oxide d'antimoine plus oxidé que le précédent qui a été nommé matière perlée de *Kerkingius*.

L'oxide d'antimoine par le nitre est placé encore à présent au rang des médicaments merveilleux par quelques praticiens qui lui attribuent la propriété de réparer les forces épuisées, d'être diaphorétique,

Digitized by Google

alexipharmaque, de purifier le sang : on le recommande dans les fièvres adynamiques. La dose est depuis 6 décigrammes jusqu'à 2 grammes.

Le citoyen *Thenard* a trouvé dans cet oxide 32 p. d'oxigène.

Pendant long-tems on a regardé ces deux oxides d'antimoine, et notamment la matière perlée de *Kerkingius*, comme réfractaire ou irréductible ; mais le même chimiste a fait connaître que ces oxides pouvaient être ramenés à l'état métallique en leur ajoutant du nouveau métal qui s'emparaît de l'oxigène en excès, et en les traitant ensuite avec le flux réductif.

De l'oxide d'antimoine sulfuré, demi-vitreux, ou foie d'antimoine.

Rulland est le premier qui a indiqué la manière de préparer cet oxide ; ce chimiste employait parties égales de sulfure d'antimoine et de nitrate de potasse, et il procédait à la déflagration du nitrate, et à la fusion du mélange à l'aide du calorique. Mais le parent du célèbre *Fourcroy* a simplifié cette opération et a fait connaître qu'il suffisait d'enlever au sulfure d'antimoine une portion de son soufre, en sorte qu'il déterminait un premier degré d'oxidation du métal ; et en faisant entrer en fusion cet oxide uni à une portion de son soufre, à l'aide du calorique, il obtenait une matière demi-vitreuse qui devenait opaque par le refroidissement. C'est ce procédé que l'on suit actuellement dans tous les laboratoires.

Son plus grand usage est pour la médecine vétérinaire. Il purge à la dose de 32 grammes.

On le faisait entrer anciennement dans la préparation du tartrite de potasse antimonié ; mais on l'a totalement supprimé par la raison que ses produits chimiques dans sa combinaison avec l'acidule tartareux ne peuvent jamais être constants.

Safran des métaux.

C'est l'oxide d'antimoine sulfuré demi-vitreux que

Digitized by Google

l'on a réduit en poudre, et que l'on a lavé. Son nom lui vient de sa couleur analogue à celle du foie des animaux. On le fait entrer dans la composition du vin émétique.

Oxide d'antimoine sulfuré vitreux, ou verre d'antimoine.

Le procédé pour faire le verre d'antimoine ne diffère de celui qui précède que parce qu'on prolonge la désulfurification de sulfure d'antimoine jusqu'au second degré d'oxidation de l'antimoine. Lorsque le sulfure d'antimoine est arrivé à l'état d'oxide gris-blanc, à l'aide du calorique artistement ménagé, et en agitant sans cesse la matière, alors on met l'oxide dans un creuset, et on pousse le feu jusqu'à la fusion. Souvent il arrive que le sulfure d'antimoine a été désoufré plus qu'il ne convient, et que l'oxide ne peut entrer en fusion; alors on ajoute soit du soufre, soit du sulfure d'antimoine, et la matière entre en fusion. On reconnaît qu'elle est bonne à couler, lorsqu'en en prenant avec une baguette de fer, elle est d'une belle couleur d'hyacinthe, et d'une belle transparence : alors on la coule sur une plaque de cuivre chauffée, et elle acquiert l'état vitreux par le refroidissement.

Le verre d'antimoine sert à préparer le tartrite de potasse antimonié; il entre aussi dans la composition des verres de couleur.

Poudre d'Algaroth.

Cette poudre est un muriate d'antimoine avec excès de base. On l'obtient de la dissolution du muriate suroxigéné d'antimoine dans l'eau distillée, et par une précipitation qui s'opère d'elle-même. *Voyez* Muriate d'antimoine suroxigéné. C'est un des plus violents émétiques.

Bézoard minéral.

Le bézoard minéral est un oxide d'antimoine blanc

analogue à l'antimoine diaphorétique. Cet oxide se prépare avec le muriate suroxigéné d'antimoine et l'acide nitrique. Au moment du mélange des deux liqueurs, il s'opère une vive effervescence : on ajoute de l'acide nitrique jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de dégagement d'acide muriatique ; on distille la nouvelle dissolution par l'acide nitrique, jusqu'à trois fois; ensuite on fait évaporer dans un creuset jusqu'à parfaite oxidation. On lave l'oxide, on le fait sécher pour l'usage.

Les propriétés de cet oxide sont les mêmes que celles de l'oxide blanc d'antimoine par le nitre.

Oxide d'antimoine hydrogéno sulfuré rouge (1), *kermès minéral, poudre des Chartreux.*

Cet oxide qui participe de l'hydrogène sulfuré, conserve et conservera peut-être encore long-tems le nom de kermès minéral que lui donna dans son origine le frère Simon, apothicaire des Chartreux. Ce frère tenait cette préparation d'un chirurgien nommé *Laligerie*, lequel la tenait lui-même d'un apothicaire allemand, nommé *Chastenay*, qui avait été disciple du fameux *Glauber*. Ce n'est que depuis le commencement du siècle dernier que l'usage de ce médicament a été introduit dans la médecine. Les bons effets qu'il produisit dans les fluxions de poitrine pour lesquelles il fut administré, lui donnèrent une si grande réputation, que le duc d'Orléans, régent, en fit l'acquisition au nom du roi, et ce fut Laligerie qui en publia le procédé tel qu'il est consigné dans le Dispensaire de Paris.

Le citoyen *Baumé* a donné deux procédés pour préparer cet oxide, généralement connu sous le nom de kermès, nom qui lui a été donné par le frère *Simon*, vraisemblablement à cause de l'analogie de

(1) On a reconnu que le mot *hydro* n'exprimait pas l'idée que l'on doit concevoir d'un produit opéré par l'action de l'hydrogène, et on préfère celui d'*hydrogéno*.

Digitized by Google

sa couleur avec le gall-insecte du même nom qui naît sur les feuilles du chêne vert, espèce d'yeuse.

L'un de ces procédés est celui qui s'opère par la voie sèche; l'autre s'opère par la voie humide.

Le premier procédé consiste à réduire une partie de sulfure d'antimoine en poudre, deux de potasse; on en fait un mélange exact; on y ajoute quelquefois un seizième de soufre. Alors on introduit ce mélange dans un creuset, on le fait entrer en fusion, et on le coule dans un mortier de fer chauffé: il est d'une couleur rouge foncée. Lorsque la matière est refroidie, on la pulvérise grossièrement; on la fait bouillir pendant une demi-heure, dans une suffisante quantité d'eau, on filtre la liqueur, et il se dépose par le refroidissement une poudre d'un rouge brun que l'on lave d'abord avec de l'eau froide, et ensuite avec de l'eau bouillante jusqu'à ce qu'elle sorte insipide. On fait sécher le dépôt qui a été posé sur le filtre, on le triture dans un mortier de verre, ou on le porphyrise par petites parties, et on le conserve dans des flacons à l'abri du contact de la lumière.

Ce procédé n'est pas celui que l'on pratique dans les laboratoires de pharmacie : on préfère celui qui recommande la voie humide.

(IIe. Procédé.)

Le kermès minéral préparé par la voie humide est devenu l'objet des recherches les plus méditées des pharmaciens-chimistes. Les remarques ont suivi de près le mode de pratique, et c'est d'après des expériences multipliées que l'on est parvenu à opérer avec plus d'avantages pour le produit que l'on cherchait à obtenir.

Les premières attentions se sont portées sur la nature du sulfure d'antimoine qu'il est important de bien connaître, et sur celle de la potasse que l'on doit employer dans cette opération. Il est bien certain que le sulfure d'antimoine ne se rencontre pas toujours dans des proportions constamment uniformes

Digitized by Google

entre le soufre et l'antimoine qui constituent ce minéral ; il n'est pas moins certain que la qualité de la potasse contribue beaucoup aussi de son côté au succès de l'opération.

Les quantités de potasse et de sulfure d'antimoine que l'on emploie, sont également pour beaucoup, relativement au produit de kermès que l'on obtient ; essayons de démontrer l'influence qu'exerce chacun de ces corps.

Si le sulfure d'antimoine n'est pas dans une proportion telle que le soufre qui le constitue en partie ne soit pas à peu près d'un huitième sur seize à l'égard du métal ; si la potasse n'est pas privée de tous corps étrangers, et plus caustique que carbonatée, on n'obtiendra ni une aussi grande quantité, ni une aussi bonne qualité de kermès.

Les citoyens *Baumé*, *Chaptal*, *Déyeux*, *Van-Mons*, *Dizé* ont indiqué chacun son procédé, et ces procédés ne se trouvent nullement conformes. Le citoyen *Baumé* a proposé six parties d'alcali fixe pur en liqueur, et le seizième en poids de sulfure d'antimoine.

Le citoyen *Chaptal* prescrit, dans ses Eléments de Chimie, dix à douze parties d'alcali pur en liqueur, avec deux parties de sulfure d'antimoine.

Le citoyen *Déyeux* recommande une partie de nitre fixé par le charbon, et quatre parties de sulfure d'antimoine cassé en petits morceaux.

Le citoyen *Van-Mons* donne pour procédé parties égales en poids de potasse caustique et de sulfure d'antimoine.

Le citoyen *Dizé* fait usage de vingt-cinq parties de soude caustique mêlée avec cent cinquante parties de carbonate de soude du commerce, sur vingt-cinq parties de sulfure d'antimoine.

Ces diverses procédés présentent des différences trop marquées pour ne pas laisser quelque incertitude dans le choix de l'un ou de l'autre. C'est donc à l'expérience qu'il faut recourir pour se décider. Le

Digitized by Google

procédé qu'a indiqué le citoyen Déyeux est jusqu'à présent celui qui a paru aux pharmaciens le plus propre à remplir le but qu'on se propose dans cette opération, et c'est celui que je vais consigner : il se rapproche beaucoup du procédé décrit dans le Dispensaire de Paris ; je me permettrai dans les remarques quelques observations qui sont le fruit de ma pratique.

Procédé du cit. Déyeux pour faire le kermès.

℞ sulfure d'antimoine... 2 kilogrammes (℔ jv).
nitre fixé par les charbons et purifié. *Voy.* page 43 ..... 5 hectogrammes (℔ j).

On réduit le sulfure d'antimoine en poudre grossière, on le met dans une chaudière de fer placée sur le feu, avec huit litres d'eau de rivière la plus pure possible, c'est-à-dire qui dissolve parfaitement bien le savon.

On fait bouillir ce mélange pendant une demi-heure ou environ, ou jusqu'à ce qu'en en prenant avec une cuiller d'ivoire ou de bois (1), il se précipite une poudre rouge par le refroidissement.

Alors on dispose un châssis carré, en bois, armé de pointes aux quatre coins, pour soutenir une toile dont les mailles ne soient pas trop serrées, et on pose par dessus du papier sans colle. On place, par dessous, un récipient de terre vernissée qui contient de l'eau très-claire, et chaude. Tout étant ainsi disposé, on coule sur ce filtre la liqueur toute bouillante qui contient le kermès, après l'avoir laissée déposer un instant. Cette liqueur traverse le filtre, et laisse précipiter le kermès à mesure qu'elle se refroidit.

Il reste dans la chaudière de fer beaucoup de sulfure d'antimoine en état de fournir de nouveau ker-

(1) On ne doit pas se servir de cuiller de métal blanc, parce que l'hydrogène sulfuré le noircit. Je préviens aussi le lecteur que toute la conduite de l'operation que je vais décrire est conforme à mon moyen de pratique.

Digitized by Google

mès : on le fait bouillir de nouveau avec une pareille quantité d'eau et de nitre fixé, que dessus. On procède comme il vient d'être dit, et on répète jusqu'à quatre fois la même ébullition et filtration, en ayant soin d'avoir autant de châssis carrés, garnis de toile et de filtre, que l'on fait d'ébullitions. Cette attention est nécessaire pour donner le tems aux liqueurs de filtrer, et économiser celui qu'exigent toutes ces ébullitions réitérées.

Enfin on remet la chaudière sur le feu une cinquième fois, avec le sulfure d'antimoine qui reste, et les liqueurs qui surnagent le kermès dans chaque récipient : on jette dans cette chaudière les filtres qui sont posés sur les toiles, à mesure qu'ils sont privés d'humidité, et on fait bouillir : on ajoute un peu de nitre fixé par les charbons, pour remplacer celui qui a été saturé, et un peu d'eau pour remplacer celle qui s'évapore. On filtre comme ci-dessus ; alors on réunit tout le kermès que l'on a obtenu ; on l'agite dans la dernière liqueur qui a été filtrée, on laisse reposer la liqueur ainsi troublée. Le kermès se dépose au fond du vase, on décante la liqueur qui surnage et on la conserve à part pour en séparer l'oxide d'antimoine sulfuré orangé.

Ce kermès a besoin d'être lavé pour être débarrassé de la potasse et du sulfure qui ne doivent point lui être unis. On le lave d'abord dans l'eau froide, et ensuite dans l'eau tiède jusqu'à ce que l'eau de la dernière lotion soit sans saveur. C'est dans cet état que l'on met le kermès sur un filtre de papier sans colle, posé sur une toile fixée sur un châssis, comme il est dit plus haut. On a soin de le rassembler le plus possible dans le centre du filtre. On le couvre d'un papier pour empêcher son contact immédiat avec la lumière; lorsqu'il est bien égoutté, on rapproche les coins de la toile que l'on plie en carré ; on la soumet à la presse pour en faire sortir l'eau, et on fait sécher à l'étuve à l'abri du contact de la lumière. Lorsque le kermès est bien sec, on le détache du filtre dans

Digitized by Google

lequel il a séché, on le divise sur un porphyre, et on l'enferme dans des flacons que l'on garantit du contact de la lumière.

Remarques.

L'expérience a fait remarquer que la potasse caustique ne convenait pas dans cette opération parce qu'elle retenait beaucoup de kermès en dissolution; mais la même expérience a fait aussi remarquer qu'il fallait que la potasse fût très-peu carbonatée et d'une très-grande pureté, c'est-à-dire ne contenant ni silice, ni sels étrangers. Je me suis servi du mot *nitre fixé par les charbons et purifié*, au lieu d'employer le mot de *potasse carbonatée*, parce qu'il m'a paru nécessaire de ne pas laisser supposer au lecteur que ces deux mots expriment absolument une même substance. La potasse obtenue du nitre est privée de tous sels et corps étrangers, tandis que la potasse carbonatée est difficilement pure, et qu'elle est habituellement mêlée avec beaucoup plus de carbonate et moins de potasse caustique.

Il est donc important d'employer l'alcali retiré du nitre : cependant cet alcali n'est pas exclusif; on peut préparer de la potasse caustique par le procédé connu, et exposer la liqueur saturée caustique, pendant quelques jours, à l'air, pour la carbonater : je me suis servi de ce moyen avec succès : j'ai encore remarqué qu'en faisant bouillir parties égales en poids de sulfure d'antimoine et de cette potasse presque caustique, j'obtenais beaucoup de kermès à chaque ébullition, et que ce kermès était d'une belle couleur rouge foncée et d'un beau velouté.

On connaît actuellement très-bien les phénomènes chimiques qui se passent dans cette opération. La potasse s'unit au soufre du sulfure d'antimoine et forme un sulfure de potasse (foie de soufre). Ce sulfure de potasse décompose l'eau, s'empare de son hydrogène, et se convertit en partie en hydrogène sulfuré; l'oxigène de l'eau se porte sur le métal antimoine

moine et l'oxide, d'où il résulte de l'oxide d'antimoine : cet hydrogène sulfuré se partage en deux parties ; l'une se porte sur l'oxide d'antimoine et forme de l'oxide d'antimoine hydrogéno-sulfuré ou kermès, l'autre s'unit au sulfure de potasse qui tient en dissolution le kermès tant que la liqueur est chaude, et lequel se précipite lorsque la liqueur est froide.

La masse totale se partage donc en deux combinés différents; l'un plus antimonié et moins sulfuré, qui ne peut être tenu en dissolution à froid : c'est le kermès ; l'autre moins antimonié et plus sulfuré, qui se maintient en dissolution à froid comme à chaud, et que l'on ne peut séparer du fluide que par l'addition d'un acide ; c'est ce que l'on connaît sous le nom de *soufre doré* d'antimoine, ou oxide d'antimoine sulfuré orangé.

Si l'on soumet le kermès à l'action de l'acide nitro-muriatique, on parvient à en isoler les principes. Le métal se dissout dans cet acide mixte, le soufre demeure intact, et l'hydrogène sulfuré est recueilli dans l'appareil hydrargiro-pneumatique.

Le citoyen *Thénard*, d'après l'analyse qu'il en a faite, a trouvé que 100 parties de kermès récemment préparé contenoient hydrogène sulfuré 20 parties, soufre 4 parties, oxide d'antimoine marron 72 parties, eau et perte 4 parties.

Le même chimiste a observé que le kermès décomposait l'air à raison de l'hydrogène qui entre dans sa composition, et que de là provenaient les changements de couleur qu'il éprouvait, et les différences d'action qu'il exerçait dans l'économie animale. Il a renfermé du kermès récemment préparé dans un flacon rempli d'air ; en très-peu de jours l'oxigène de l'air a été absorbé, et le gaz azote a été mis à nu. Cette observation démontre la nécessité de conserver le kermès à l'abri de l'air et de la lumière.

Le kermès est un médicament héroïque. Il devient dans des mains habiles, émétique, purgatif, diuréti-

que, sudorifique, expectorant, divisant et fondant. La dose est depuis un milligramme jusqu'à quinze centigrammes.

Oxide d'antimoine sulfuré orangé, ou soufre doré d'antimoine.

Ce produit chimique est un composé d'oxide d'antimoine orangé, de soufre et d'hydrogène sulfuré dans des proportions autres que celles qui constituent le kermès.

On peut obtenir cet oxide de plusieurs manières, savoir par l'ébullition des scories de l'antimoine extrait de sa mine métallique, ou par la précipitation de la liqueur qui surnage le kermès minéral opérée par l'addition d'un acide. C'est ordinairement de cette liqueur, résidu de l'opération du kermès, que l'on obtient cet oxide.

On se procure cette liqueur, très-claire, soit par la dépuration par le repos, soit par la filtration, et on verse par dessus de l'acide du vinaigre distillé.

Si l'on ne verse qu'une très-petite quantité d'acide du vinaigre d'abord, et que l'on fractionne le produit qui se précipite, on obtient un hydrogéno-sulfure d'antimoine oxidé beaucoup plus foncé en couleur qui contient plus d'oxide et moins de soufre, et c'est ce que l'on nomme *première précipitation*. Si l'on ajoute une seconde portion du même acide, toujours en petite quantité, on obtient une seconde précipitation moins haute en couleur; celle-ci contient un peu moins d'oxide, et un peu plus de soufre: c'est la *seconde précipitation*; enfin, par la troisième addition d'acide acétique on n'obtient qu'un précipité de couleur pâle qui n'est presque que du soufre.

On conçoit que ces trois produits distincts doivent avoir des propriétés médicinales qui diffèrent entr'elles. La première précipitation est très-émétique, tandis que les deux dernières sont très-peu actives par comparaison. Mais on n'est pas dans

Digitized by Google

l'usage d'opérer ces fractions; on détermine une précipitation unique en versant autant d'acide qu'il en faut pour saturer la potasse du sulfure : alors l'oxide d'antimoine se précipite confusément avec le soufre, l'un et l'autre n'étant plus retenus par l'alcali qui leur servait d'intermède pour les unir, et il en résulte un acétate de potasse en liqueur d'une part, et un oxide d'antimoine hydrogéno-sulfuré de l'autre.

Mais ce produit diffère du kermès par les proportions d'oxide, de soufre, et d'hydrogène sulfuré. Le citoyen *Thénard* a trouvé que ce soufre doré d'antimoine contenait de l'hydrogène sulfuré 17 parties, du soufre 11 parties, de l'oxide d'antimoine 68 parties, perte 2 parties sur 100 parties. Il y a donc une différence dans les proportions comparées à celles qui constituent le kermès, d'hydrogène sulfuré 3 parties en plus, de soufre 7 parties en moins, d'oxide d'antimoine 4 parties en plus que pour l'oxide d'antimoine sulfuré orangé.

Le soufre doré décompose l'air comme le kermès; on doit donc le conserver à l'abri de l'air et du contact de la lumière.

Ce médicament est propre dans les affections chroniques rebelles, sur-tout celles qui procèdent des stagnations lymphatiques; pour résoudre les tumeurs des glandes; il convient dans les ulcères invétérés, dans les maladies cutanées, dans l'asthme convulsif, dans la toux spasmodique des enfants, dans la péripneumonie, les catharres, la galle maligne, les fièvres intermittentes rebelles. La dose est depuis 5 centigrammes jusqu'à 12 décigrammes, suivant les âges et le tempérament des malades.

Alcool, ou teinture d'antimoine.

℞ sulfure d'antimoine.... 96 grammes (℥ iij).
potasse carbonatée.... 192 grammes (℥ vi).

On pulvérise chaque substance séparément; on en fait le mélange, et on le fait entrer en fusion dans un

Digitized by Google

creuset couvert, où on la maintient à l'action d'un feu très-vif pendant une heure. Alors on coule la matière dans un mortier de fer chauffé; on la réduit en poudre, et on l'introduit encore chaude dans un matras; on verse par dessus de l'alcool à 36 degrés, 250 grammes (℥ viij). On laisse en macération jusqu'à ce que l'alcool ait acquis une couleur rouge intense : on décante la liqueur, et on la conserve dans des flacons bien bouchés pour l'usage.

Si l'on fait bouillir le résidu dans de l'eau, on peut obtenir, après avoir filtré la liqueur, et par le moyen d'un acide, du soufre doré comme le précédent.

Remarques.

Dans cette opération la potasse et le sulfure d'antimoine se comportent comme dans la préparation du kermès par la voie sèche ou ignée; il y a formation de sulfure de potasse, d'oxide d'antimoine et d'hydrogéno-sulfure. L'alcool mis en contact sur cette matière, dissout du sulfure de potasse et de l'oxide d'antimoine hydrogéno-sulfuré. On peut donc considérer cette teinture comme du sulfure de potasse kermésiné dissous dans l'alcool.

L'alcool ou teinture d'antimoine est résolutif, dépuratif du sang; il excite les urines, il convient dans la jaunisse, dans les maladies hypocondriaques, et dans celles de la rate. La dose est depuis 20 jusqu'à 60 gouttes.

Réduction de l'antimoine ou régule d'antimoine.

On fait un mélange de quatre parties de sulfure d'antimoine, trois parties de tartre et une partie et demie de nitrate de potasse très-pur. On projette ce mélange en poudre dans un grand creuset rouge de feu et entouré de charbons ardents; il y a déflagration et oxidation de l'antimoine. On pousse le tout à la fusion, et lorsque la matière est parfaitement fondue, on la coule dans un cône de fer chauffé et graissé:

Digitized by Google

on frappe légèrement le cône pour que la matière en remplisse toute la capacité ; on laisse refroidir, et on trouve le métal qui occupe la place du fond du cône, et qui est recouvert de scories que l'on sépare au moyen d'un coup de marteau. Ce métal représente à sa surface une configuration stellaire lorsqu'on agit sur des petites masses, et il figure comme des feuilles de fougère, lorsqu'on agit sur de plus grandes masses.

On prépare avec l'antimoine métal, l'oxide d'antimoine blanc par le nitre, l'oxide d'antimoine brillant argentin. On en fait des gobelets ou tasses, et des pilules perpétuelles, purgatives ; mais ces deux dernières préparations ne sont plus d'usage en médecine.

L'antimoine s'allie avec le fer, l'étain, le cuivre, et forme ce que l'on appelait anciennement les trois régules. Son plus grand usage est pour les arts ; il donne de la dureté à l'étain ; il entre dans l'alliage des métaux propres à faire des miroirs de télescope, et dans celui propre aux caractères d'imprimerie. Sa pesanteur spécifique est de 67,021 comparée à 10,000.

Oxide d'antimoine brillant argentin, ou fleurs d'antimoine argentines.

Si l'on soumet à l'action du feu de l'antimoine métal en poudre grossière, dans un creuset couvert, l'antimoine, en se vaporisant dans l'intérieur du creuset, s'oxide et présente comme des feuillets très-minces et d'un brillant argentin qui adhérent aux parois du creuset et à la surface du métal. On les enlève avec la barbe d'une plume ; on peut convertir tout le métal en oxide de ce genre en chauffant successivement.

Remarques.

Le métal antimoine étant volatil à un certain degré de température, se réduit en vapeurs et s'oxide en s'emparant de l'oxigène de l'air contenu dans l'intérieur des vases. On pratique un petit trou à la partie supérieure du vase qui sert de couvercle au creuset

Digitized by Google

afin de donner une issue à l'air qui est raréfié dans l'intérieur, par le calorique. C'est de l'oxide d'antimoine à son premier degré d'oxidation.

Cet oxide n'est pas d'usage comme médicament.

Oxide rouge d'antimoine, vulgò *fleurs rouges d'antimoine.*

℞ sulfure d'antimoine... } de chaque
muriate d'ammoniaque } 128 grammes (℥ jv).

Réduisez ces deux substances séparément : faites ensuite le mélange, placez celui-ci dans une cucurbite de terre ; couvrez avez un chapiteau de verre ; faites sublimer à l'aide d'un feu modéré jusqu'à ce que la matière soit presque toute sublimée : vous obtiendrez un oxide d'antimoine sulfuré rouge qui a beaucoup d'analogie avec le kermès, mais qui en diffère par la nature du sulfure qui s'est formé et qui est dans l'état de sulfure d'ammoniaque, au lieu d'être à celui de sulfure de potasse.

Cet oxide est émétique, purgatif, diaphorétique, incisif ; mais il n'est pas d'usage en médecine ; il a besoin d'être examiné de nouveau.

Régule d'antimoine martial.

C'est de l'antimoine allié avec du fer.

℞ des têtes de clous de
fer ..... 250 grammes (℥ viij).
du sulfure d'antimoi. 5 hectogrammes (℔ j).

Faites rougir les clous, mettez le sulfure d'antimoine dans un creuset ; faites entrer l'un et l'autre en fusion ; projetez dans cette masse en fusion, peu à peu, du nitrate de potasse 96 grammes (℥ iij) pour achever la fusion ; coulez ensuite la matière dans un cône chauffé et frotté de suif ; laissez refroidir, séparez les scories. Broyez de nouveau le métal ; faites entrer une seconde fois en fusion ; ajoutez un nouveau mélange de nitrate de potasse 96 grammes, et de sulfure d'antimoine..... 64 grammes.

Digitized by Google

Répétez une ou deux fois la fusion et la déflagration par le nitre, sans addition de sulfure d'antimoine, et vous obtiendrez de l'antimoine martial.

Ce régule sert à la préparation du lilium de *Paracelse*, et à préparer les gobelets émétiques en y ajoutant le double de son poids d'étain.

Régule d'étain.

℔ étain d'Angleterre..... 96 grammes (℥ iij).
régule d'antimoine.... 64 grammes (℥ ij).

On fait entrer en fusion le régule d'antimoine; alors on ajoute l'étain qui fond aussitôt, et on coule dans un cône chauffé et frotté de suif.

C'est le régule d'antimoine jovial, ou l'antimoine allié à l'étain.

Régule de cuivre.

℔ du cuivre rouge ou de rosette..... } de chaque
du régule d'antimoine. } 96 grammes (℥ iij).

Réduisez le cuivre en limaille; faites-le rougir dans un creuset, ajoutez le régule d'antimoine. Coulez la matière dans un cône chauffé et frotté de suif: c'est l'antimoine allié au cuivre, ou régule d'antimoine cuivreux.

Ces régules servent aux usages chimiques. Ils entrent dans la composition du lilium de Paracelse.

Nota. 1°. Les combinaisons salines de l'antimoine, telles que le tartrite de potasse antimonié, le muriate suroxigéné d'antimoine, sont placés au rang des sels. *Voy.* page 185, et 244.

Nota. 2°. Nous supprimons le cinabre d'antimoine comme n'étant d'aucun usage, et improprement dit.

§. III. *Des métaux oxidables demi-ductiles.*

Cette section comprend les métaux facilement oxidables et qui jouissent d'une sorte de ductilité telle qu'ils peuvent être aplatis sous le marteau, ou par

Digitized by Google

la pression entre les deux cylindres du laminoir. On les a distingués sous la dénomination de *métaux demi-ductiles* parce que leur extension est très-circonscrite, et qu'elle ne peut se prolonger sans discontinuité de parties que sous des surfaces d'un très-court diamètre.

On ne connaît jusqu'à présent que le zinc et le mercure qui puissent être rangés dans cette section qui présente un état intermédiaire entre les métaux oxidables et cassants, et les métaux oxidables malléables et ductiles. Nous verrons jusqu'à quel point ces deux métaux, le *zinc* et le *mercure*, sont ductiles, et quelle est leur combinaison avec l'oxigène pour être convertis en oxides.

A. *Du zinc.*

Le zinc est un métal blanc, brillant, ayant une teinte de couleur bleuâtre et jouissant d'une demi-ductilité qui doit le faire distinguer des métaux cassants proprement dits. Cette propriété, jointe à l'adhérence de ses molécules, qui en forme un corps assez dur, le rend très-difficile à réduire en poudre. *Macquer* a proposé de le faire chauffer le plus qu'il est possible, sans le fondre; alors il devient friable, et ses molécules se divisent assez facilement. Cet effet physique présente un contraste singulièrement remarquable à l'égard des autres métaux, dont la ductilité devient plus grande lorsque leurs molécules sont tenues écartées par le calorique.

Le zinc soumis à l'action du calorique dans les vaisseaux fermés, se volatilise sans éprouver d'altération; on est donc autorisé à le regarder comme volatil. Si on le chauffe fortement dans les vaisseaux ouverts, jusqu'à le faire rougir presqu'à blanc, il s'enflamme et offre le plus beau spectacle de la combustion : la flamme du zinc est infiniment plus vive, plus brillante que celle d'aucuns corps combustibles connus; elle est d'une blancheur éblouissante.

La pesanteur spécifique du zinc est de 71,908,

Digitized by Google

comparée à 10,000. Ce métal se ternit à l'air, décompose les acides dont il s'empare de l'oxigène, et forme avec eux des sels neutres. Le sulfate de zinc est le seul sel connu résultant de la combinaison de l'oxide de ce métal avec un acide qui soit de quelque usage en médecine et dans les arts.

On distingue deux sortes d'oxide de zinc : la première a été appelée *fleurs de zinc*, *oxide de zinc sublimé*, *laine philosophique*, *pompholix* ; la deuxième est l'oxide de zinc précipité de sa dissolution dans l'acide nitrique par la potasse.

L'oxide de zinc sublimé se prépare en soumettant ce métal à l'action du feu, dans un creuset placé entre des charbons ardents jusqu'à ce qu'il entre en fusion : alors il brûle avec une flamme verte tirant sur le bleu. Comme il est volatil, il s'échappe sous forme de vapeurs, et il est aussitôt converti en un oxide floconeux extrêmement léger, qui se perdrait dans l'air si on n'avait soin de le recueillir en plaçant au dessus du creuset un vase quelconque pour le recevoir.

Il est bon de remarquer que cet oxide ne se forme que lorsque le zinc se volatilise, que le métal est à son premier degré d'oxidation, et que cet oxide qui semble si léger, étant exposé de nouveau à l'action du feu, presente tous les caractères des corps fixes, et n'est plus susceptible de se volatiliser : c'est donc le métal qui est volatil et non pas son oxide.

L'oxide de zinc précipité de sa dissolution nitrique par la potasse est à un second degré d'oxidation : celui-ci n'a pas l'inconvénient de se noircir par le contact des gaz qu'exhalent les matières animales, comme l'oxide blanc de plomb.

L'oxide de zinc sublimé est employé en collyre et en pommade dans les inflammations et les fluxions des yeux. Ce même oxide a été très-vanté pour les maladies des nerfs et les convulsions ; on lui donnait le nom de *luna fixata Ludemanni* : il fait vomir à très-petite dose.

Digitized by Google

Le métal zinc décompose le plus grand nombre des sels et dissolutions métalliques par sa forte attraction pour l'oxigène ; il en précipite les métaux sous forme métallique, ou sous celle d'oxides moins oxidés qu'ils n'étaient.

On se sert du zinc pour recouvrir les vaisseaux de cuivre, et c'est ce que l'on nomme *zincage*. *Voyez* Zinc, page 162, première partie de cet Ouvrage.

Le citoyen *Planche*, pharmacien de Paris, a rappelé dans un mémoire très-bien fait la décomposition de l'acétate de plomb par le zinc à l'état métallique. Ce mémoire, qui a été entendu avec le plus grand intérêt, explique les phénomènes chimiques de cette décomposition, laquelle opérée avec art donne naissance à un arrangement symétrique auquel on a donné le nom d'*arbre de Saturne*. *Voyez* Annales de Chimie, page 83, Tome XLV.

Le zinc ne se rencontre pas natif : on le trouve dans la nature dans l'état d'oxide, c'est la pierre calaminaire ; dans l'état de sulfure, c'est ce que l'on nomme *blende*, dans l'état salin, tels sont le carbonate de zinc spathique, la mine de zinc vitreuse, le sulfate de zinc.

La réduction du zinc ne s'opère pas avec les mines que nous venons de citer. C'est à Remmelsberg, près de Goslard, dans le Bas-Hertz que l'on fait la réduction de ce métal. On met de la mine de plomb tenant de la blende sur l'aire d'un fourneau, on place le feu par dessous ; la chaleur fait fondre le plomb, et volatilise le zinc qui s'oxide et adhère à la partie supérieure de la cheminée du fourneau : on rafraîchit la partie antérieure que l'on nomme *la chemise* ; le zinc, réduit en vapeur, se condense et retombe en grenaille dans la poudre de charbon dont on a couvert une pierre placée au bas de la cheminée : cette pierre prend le nom d'*assiette du zinc*. Ce métal est garanti de l'oxidation par la poudre de charbon. On le fond de nouveau et on le coule en saumon. Il n'est pas aussi pur que celui qui nous vient des Indes sous

Digitized by Google

le nom de *toutenague*. On assure que les Anglais le retirent de la pierre calaminaire; mais leur procédé ne nous est pas connu.

Le zinc s'allie avec le cuivre et forme le laiton ou cuivre jaune, le tombac, similor, métal du prince Robert.

Du mercure ou vif-argent.

Le mercure est un métal ordinairement fluide, d'une couleur blanche, brillante, éclatante lorsqu'il est pur, et semblable à celle de l'argent; susceptible de se solidifier dans une température de 32 degrés au dessous de zéro, et jouissant d'une sorte d'extensibilité sous le marteau, d'où il a été rangé dans la section des métaux demi-ductiles. Sa tendance à la combinaison avec l'oxigène le rend propre à être converti facilement en oxide; en sorte qu'il est regardé comme un métal facilement oxidable.

Le mercure est un des métaux les plus pesants après le platine et l'or; sa pesanteur spécifique, d'après Brisson, est de 135,681, comparée à 10,000, lorsqu'il jouit de toute la pureté qui doit lui appartenir. La pureté absolue du mercure est indispensable pour toutes les expériences météorologiques et les opérations pharmaceuto-chimiques.

La nature nous présente le mercure sous cinq états; savoir, 1°. dans l'état natif, 2°. dans l'état d'oxide solide d'un rouge brun, 3°. dans l'état salin de muriate et de sulfate, 4°. dans l'état d'amalgame, 5°. dans l'état de sulfure. *Voyez* Mercure, pag. 174, première Partie. Nous devons nous attacher ici à faire connaître les diverses opérations qui se font avec le mercure, dans les laboratoires de pharmacie: tout celui qui nous vient dans le commerce est altéré par des métaux qui lui sont étrangers, tels que le plomb, l'étain, le bismuth; en sorte que la première opération qu'on lui fait subir consiste à le distiller à la cornue pour lui donner un premier degré de pureté; ensuite de le combiner avec le soufre, pour le

Digitized by Google

convertir en sulfure de mercure ou cinabre, afin de réduire cette mine artificielle en métal, à l'effet de l'obtenir dans son plus grand degré de pureté. On sent bien que ces premières opérations ont besoin d'être décrites en faveur de l'élève qui est censé ne les pas connaître.

Le mercure arrivé à son état métallique donne donc naissance aux diverses opérations ci-après dénommées.

1°. Distillation du mercure du commerce.

2°. Sulfure de mercure rouge ou cinabre.

3°. Réduction du mercure du sulfure.

4°. Oxide de mercure par le calorique, ou mercure précipité *per se*.

5°. Oxide de mercure par l'acide nitrique, ou précipité rouge.

6°. Oxide de mercure blanc par l'acide muriatique ou précipité blanc.

7°. Oxide de mercure jaune, ou turbith minéral; c'est un sulfate de mercure avec excès de base. *Voy.* Sulfate de mercure.

8°. Le sulfure de mercure noir, ou éthyops.

9°. Le sublimé corrosif, *idem.* doux, La panacée. . . . . } Ces combinaisons font parties des muriates. *V.* Muriate suroxigéné de mercure, page 239 et suivantes.

10°. Les nitrate, acétate; tartrite de mercure.

Ceux-ci font également partie des combinaisons salines mercurielles. *Voy.* chacun d'eux séparément.

On prépare avec le mercure, la pommade mercurielle, la pommade citrine, les pilules mercurielles; ce métal entre dans la composition de l'emplâtre de *Vigo*. On peut consulter chacun de ces produits séparément.

Distillation du mercure.

La première purification du mercure, celle qui est la plus simple, consiste à le distiller. On l'introduit

Digitized by Google

dans une cornue que l'on place dans un fourneau de réverbère, on adapte au col de la cornue une allonge de tôle, et on attache à l'extrémité de celle-ci un nouet de linge qui plonge dans un récipient garni d'eau. Alors on procède à la distillation à l'aide du calorique. Le mercure s'élève en vapeurs, et va se rendre dans le récipient où il se condense sous forme de globules métalliques.

C'est ainsi que l'on sépare le mercure des rognures du tain de glaces où il se trouve amalgamé avec l'étain.

Remarques.

Ce mercure n'est pas encore très-pur; il enlève en se volatilisant une partie des métaux avec lesquels il se trouve amalgamé : mais il est beaucoup moins altéré que celui du commerce.

Sulfure de mercure, ou cinabre factice ; vermillon.

℥ du mercure coulant. 1 kilogramme (℔ ij).
du soufre sublimé. 250 grammes (℥ viij).

On fait liquéfier le soufre dans un creuset. Lorsqu'il est en fusion on y ajoute le mercure en le faisant passer à travers une peau de chamois, afin qu'il tombe en manière de pluie. On agite avec un tube de terre à pipe; on maintient le creuset sur le feu jusqu'à ce que le soufre laisse échapper en brûlant une flamme violette : alors on suffoque la flamme en couvrant le creuset; on retire celui-ci du feu; on laisse refroidir; on retire la matière du creuset, et on la triture dans un mortier de marbre jusqu'à ce que le mélange soit parfait, et que l'on n'aperçoive plus de globules mercuriels avec la loupe.

Dans cet état on fait une pâte avec cette poudre, et suffisante quantité d'acide nitrique à 36 degrés : on abandonne cette pâte à elle-même pendant vingt-quatre ou trente-six heures. Au bout de ce tems on la fait dessécher sur le feu en l'agitant sans cesse; on la réduit de nouveau en poudre; on l'introduit dans

Digitized by Google

un matras à col court jusqu'au tiers de sa capacité; on place ce matras dans un bain de sable de manière qu'il n'y ait qu'une couche très-mince de sable entre son fond et la capsule qui retient le bain : on couvre l'orifice du matras avec un bouchon de papier, et on élève la température par degrés jusqu'à ce que le fond du matras soit rouge : on entretient cette température jusqu'à ce que tout le sulfure de mercure soit sublimé ; il se sublime en aiguilles d'un rouge brun appliquées les unes sur les autres.

Nous devons ce procédé à feu Martin, pharmacien de Paris.

Remarques.

Pour bien concevoir ce qui se passe dans cette opération, il faut se reporter d'abord à la liquéfaction du soufre dans le creuset, à son mélange avec le mercure, et au commencement de la combustion du soufre. Cette combustion commençante du soufre donne naissance à la formation de l'acide sulfureux et à un premier degré d'oxidation du mercure en partie.

La trituration du mélange jusqu'à extinction du mercure achève l'oxidation du mercure; mais il n'est qu'à l'état d'oxide noir uni au soufre qui n'a point été altéré, d'où il résulte une poudre de couleur violette. Il s'en faut bien que ce degré d'oxidation soit suffisant pour déterminer la combinaison du soufre avec le mercure au point d'en former un sulfure d'une belle couleur rouge, telle qu'on la désire dans ce combiné. L'addition de l'acide nitrique favorise le degré d'oxidation nécessaire à cette combinaison. Le soufre, en brûlant dans l'intérieur des vaisseaux sublimatoires à l'aide de la température que l'on élève progressivement, se convertit d'abord en acide sulfureux, et insensiblement en acide sulfurique : une partie de l'acide sulfureux se volatilise et se perd dans l'atmosphère supérieure ; l'autre partie, qui est plus oxigénée, qui s'est convertie en acide sulfurique, est

Digitized by Google

décomposée par le mercure, et ce métal, en s'emparant de l'oxigène, s'oxide, et rétablit la base soufre dans son premier état. L'oxigène de l'oxide de mercure qui s'est formé, s'empare du calorique et s'échappe comme plus léger, tandis que le mercure et le soufre, se rencontrant sous forme de vapeurs, se combinent et se portent dans la partie supérieure des vaisseaux, à l'état de sulfure de mercure ou cinabre.

Le citoyen *Vauquelin* a démontré par l'analyse que le sulfure de mercure ne contenait point d'oxigène : on doit conclure d'après l'analyse de ce savant que l'oxigène fourni au mercure par l'acide nitrique n'est pas la cause efficiente du cinabre, qu'il n'est que la cause prédisposante de sa combinaison avec le soufre pour arriver à l'état du sulfure de mercure.

Ce sulfure de mercure broyé sur un porphyre avec de l'eau, étendu ensuite dans beaucoup d'eau, déposé, séparé de l'eau et séché, est d'une belle couleur rouge qui porte le nom de vermillon et qui est à l'usage de la peinture.

Sulfure de mercure par la voie humide.

℥ du nitrate de mercure très-pur en dissolution dans l'eau; versez par dessus du sulfure de potasse en liqueur; il se formera un précipité qui participera du soufre et du mercure : la liqueur qui surnage le précipité est du nitrate de potasse.

Tel est le moyen qui a été proposé pour obtenir du sulfure de mercure en poudre impalpable.

Remarques.

On doit avoir soin d'employer une dissolution de mercure dans l'acide nitrique qui ne contienne point d'acide muriatique ni sulfurique.

On conçoit qu'il y a décomposition du nitrate de mercure par la potasse du sulfure de ce nom. Le soufre n'étant plus retenu par la potasse, se précipite en même tems que le mercure. On a soin de laver ce double précipité.

Digitized by Google

On emploie le cinabre en fumigation dans les maladies syphilitiques ; il entre dans la composition de la poudre tempérante.

On reconnaît que le cinabre est altéré par du minium ou oxide de plomb rouge, soit en le sublimant, alors le minium reste au fond du vase sublimatoire, soit en le faisant bouillir dans du vinaigre, alors il se forme de l'acétate de plomb ; le vinaigre acquiert une saveur douce sucrée.

Du mercure revivifié du cinabre, ou réduction du mercure de son sulfure.

℥ sulfure de mercure ou cinabre factice, limaille de fer brillante, de chaque parties égales en poids. Réduisez en poudre séparément ; mêlez avec soin ; introduisez dans une cornue de fer ou de grès enduite de terre argileuse extérieurement, et dont un tiers au moins demeure vide. Placez cette cornue dans un fourneau de réverbère ; adaptez à son col une allonge ; faites plonger l'extrémité de celle-ci, garnie d'un nouet de linge, dans un récipient qui contienne de l'eau : alors procédez à la distillation.

Le soufre du sulfure de mercure se porte sur le fer et forme du sulfure de fer ; le mercure devenu libre s'empare du calorique, et va se rendre sous forme de vapeurs dans le récipient garni d'eau ; il s'y condense et s'y rassemble en globules mercuriels.

Remarques.

Ce mercure est recouvert d'une poussière noire qui est un véritable oxide de mercure. Pour le purifier, on le passe à travers une peau de chamois : quelques uns le passent à travers un cornet de papier dont l'extrémité est imprégnée d'eau ; mais ce moyen ne convient que lorsqu'on agit sur une très-petite quantité de mercure.

Le mercure, malgré qu'il ait traversé la peau de chamois, retient encore de l'oxide noir : on parvient à le lui enlever en le triturant un moment et légèrement

Digitized by Google

ment dans de l'axonge de porc purifiée. Ce métal est dans cet état, très-pur ; il est propre pour toutes les expériences météorologiques, pour la construction des thermomètres, des baromètres, pour toutes les opérations pharmaceuto-chimiques, pour les expériences hydrargiro-pneumato-chimiques.

Oxide de mercure par le calorique, ou mercure précipité per se.

℥ du mercure très-pur la quantité que vous voudrez ; introduisez-le dans des matras à fond plat, et à tige longue, de manière que le fond de ces matras n'en soit couvert que d'une couche très-mince. Alors on tire à la lampe l'extrémité de la tige pour l'amener à l'état de tube capillaire. On place les matras sur un bain de sable ; l'on nomme cet appareil, *enfer de Boyle*. On élève la température graduellement jusqu'à ce que le mercure soit près de l'ebullition. On prolonge cette digestion jusqu'à ce que tout le mercure soit converti en un oxide rouge-marron.

Remarques.

Le premier degré d'oxidation du mercure, dans cette opération, se présente à l'état gris ; le second est de couleur jaune ; le troisième est de couleur rouge briquetée en marron. A mesure que le mercure s'est ainsi oxidé, on agite les matras pour renouveler les surfaces du métal, et les mettre en contact avec l'air contenu dans les vaisseaux. On prolonge l'opération jusqu'à ce que tout le mercure ait été oxidé.

Cet oxide de mercure offre un poids plus pesant que le métal employé, d'un dixième d'augmentation. Cette augmentation de poids a fourni matière à beaucoup de raisonnements dont la solution n'a été bien reconnue que depuis la doctrine pneumato-chimique. En effet, au moyen de l'analyse de cet oxide dans les vaisseaux fermés, garnis de l'appareil hydro-pneumatique, on parvient à recueillir le mercure à l'état métallique, et le gaz oxigène qui va se rendre sous la

Digitized by Google

cloche pneumatique : et en pesant séparément les deux produits, on retrouve le poids primitif du mercure, et le corps qui a donné lieu à l'augmentation de poids lorsqu'il a été converti en oxide.

L'oxide de mercure *per se* est habile à se combiner avec tous les acides, et à former avec eux des sels mercuriels.

Oxide de mercure par l'acide nitrique, ou mercure précipité rouge.

℥ du mercure très-pur. . . . 5 hectogr. (lb j).
de l'acide nitrique, quantité suffisante.

Faites dissoudre au bain de sable dans une cornue ; adaptez un récipient à la cornue, et distillez jusqu'à siccité. Alors augmentez le feu en couvrant la cornue de toute part, avec des charbons ardents. Lorsque les vases sont refroidis, on trouve dans la cornue un oxide de mercure qui quelquefois n'est pas d'une couleur d'un rouge brillant telle qu'on le désire : on détache l'oxide de la cornue ; on le met dans un vase de terre, on ajoute un peu de nouvel acide nitrique, on fait évaporer à l'air libre, ensuite on chauffe fortement et on obtient l'oxide d'un beau rouge. La première couche est d'une couleur rouge pâle, on l'enlève, et on conserve celles qui lui sont inférieures.

Remarques.

Dans quelques laboratoires de pharmacie, on prépare cet oxide en distribuant la dissolution nitrique mercurielle dans plusieurs fioles à médecine, et en faisant évaporer au bain de sable, comme il a été dit ci-dessus ; mais ce procédé qui peut être très-bon lorsqu'on agit sur de petites quantités, n'est pas économique lorsqu'on agit sur de grandes masses : on retire par la distillation une partie de l'acide nitrique mêlé d'acide nitreux.

L'oxide de mercure rouge par l'acide nitrique est du nitrate de mercure avec excès d'oxide. Si on pousse l'action du feu plus loin, on chasse tout l'acide nitri-

Digitized by Google

que, et on n'obtient plus que de l'oxide de mercure auquel on a donné le nom *d'arcane corallin*: ce dernier a beaucoup d'analogie avec l'oxide de mercure nommé vulgairement *précipité per se*.

L'oxide de mercure rouge ne doit être employé qu'extérieurement pour enlever les carnosités, ronger les ulcères malins et chancreux.

Si on le combine avec les acides acétique et tartareux, il en résulte des tartrite et acétate (1).

De l'oxide de mercure blanc, ou précipité blanc.

℔ du mercure très-pur . . . . . 128 grammes (℥ iv),

de l'acide nitrique blanc également très-pur à 36 degrés, quantité suffisante pour opérer la dissolution à froid. On met le tout dans un matras: lorsque la dissolution est achevée: on fait dissoudre à part du muriate de soude dans les proportions de 64 grammes (℥ ij), sur 5 hectogrammes (℔ j) d'eau distillée. On filtre cette dissolution et on la verse sur celle du mercure dans l'acide nitrique: il s'opère un précipité blanc qui est un muriate de mercure suroxigéné avec excès de base à l'état d'oxide. On ajoute une nouvelle quantité d'eau; on laisse reposer la liqueur; on décante celle qui surnage le précipité; on lave celui-ci jusqu'à ce que l'eau en sorte insipide. Alors on rassemble tout le précipité, et lorsqu'il est en consistance de bouillie, on en forme des trochisques à l'aide de l'entonnoir à trochisques. On fait sécher ceux-ci à l'ombre.

Le citoyen *Dupont*, pharmacien de Paris, a proposé un procédé qui consiste à faire dissoudre le mercure dans l'acide nitrique à froid, à opérer la cristallisation du nitrate de mercure, ensuite à dissoudre ces cristaux dans de l'eau distillée, et à déterminer la précipitation du mercure par le moyen du muriate de soude dissous dans de l'eau.

Ces deux procédés ont beaucoup d'analogie; ce-

(1) Le citoyen *Déyeux* a proposé de préparer cet oxide avec du nitrate mercuriel et du mercure.

Digitized by Google

pendant nous pensons que l'on doit donner la préférence à celui du citoyen *Dupont*, par la raison qu'il emploie immédiatement du nitrate de mercure cristallisé, et qu'il est plus certain de la pureté du précipité.

Remarques.

Le muriate de soude occasionne la précipitation du mercure dissous dans l'acide nitrique, en exerçant les fonctions d'une attraction élective double. L'acide nitrique se porte sur la soude du muriate, et forme du nitrate de soude; tandis que l'acide muriatique se porte sur le mercure qui a retenu une portion de l'oxigène de l'acide nitrique et forme du muriate de mercure suroxigéné avec excès d'oxide. Tant que ce précipité n'a pas été lavé dans plusieurs eaux, il est partie à l'état de sublimé corrosif, et partie à l'état de muriate doux. Lorsqu'il a été lavé parfaitement, il est à l'état de muriate doux complètement.

Le précipité blanc ne doit donc pas être considéré comme un oxide.

L'acide muriatique versé sur le nitrate de mercure donne lieu à un précipité de muriate de mercure; mais dans cette circonstance le précipité n'est pas à beaucoup près aussi abondant que par le muriate de soude, parce qu'il se forme beaucoup de muriate suroxigéné qui se dissout dans la liqueur aqueuse, attendu que l'acide muriatique s'est emparé de plus d'oxigène de l'acide nitrique, et qu'elle n'est pas saturée en partie par du nitrate de soude comme dans la première précipitation.

Quelques praticiens font usage du précipité blanc bien lavé, intérieurement, pour exciter la salivation; mais on l'emploie bien plus sûrement à l'extérieur, incorporé dans de l'axonge ou des pommades pour les maladies de la peau, les dartres, la galle et les boutons vénériens. On en fait une pommade pédiculaire qui détruit la vermine de la tête. La dose en pommade est de 4 grammes sur 128 de pommades (ʒ j sur ʒ iv).

Digitized by Google

Mercure précipité vert, ou oxide de mercure vert.

℔ du mercure très-pur..... 64 grammes (℥ ij).
limaille de cuivre..... 16 grammes (℥ ß).

Faites dissoudre séparément dans suffisante quantité d'acide nitrique. Mêlez les deux dissolutions; faites évaporer jusqu'à siccité; mettez alors la matière dans un creuset, et élevez la température jusqu'à entière oxidation.

La matière étant refroidie, on la retire du creuset, on la réduit en poudre, et on la fait bouillir dans du vinaigre distillé pendant environ une heure : alors on filtre cette dissolution; on fait bouillir ce qui reste sur le filtre, dans de nouveau vinaigre distillé; on filtre une seconde fois, on mêle les deux produits de la filtration, et on fait évaporer jusqu'à consistance de miel. La matière acquiert de la solidité par le refroidissement; on la réduit en poudre, et on l'enferme dans des flacons qui bouchent bien.

Remarques.

Ce produit est un véritable acétate de mercure et de cuivre, et non pas un oxide ni un précipité.

Quelques praticiens attribuent à ce sel la propriété spécifique de guérir la gonorrhée et autres maladies vénériennes; mais nous pensons que son usage interne n'est pas sans danger, parce qu'il est fortement émétique et drastique, et que l'on ne doit se permettre de l'employer qu'extérieurement pour déterger les ulcères.

Du sulfure de mercure noir, ou éthyops minéral (1).

℔ du mercure très-pur.... 32 grammes (℥ j).
du soufre sublimé..... 64 grammes.

On triture ces deux substances dans un mortier de verre ou d'agate, jusqu'à ce que le mercure soit

(1) On prépare un éthiops antimonié dit de *Malouin*, en triturant du mercure avec du sulfure d'antimoine dans les mêmes proportions que dessus, dont les propriétés et les doses sont les mêmes.

Digitized by Google

parfaitement éteint, et que le mélange ait acquis une couleur noire intense.

Remarques.

Ce sulfure de mercure ne devient noir qu'avec le tems. Dans le moment du mélange par trituration, il n'y a d'abord que division du mercure dans les molécules du soufre. Il s'opère un commencement d'oxidation du mercure par le fait de la trituration : insensiblement le mélange devient gris, tirant sur le noir ; la poudre paraît comme grasse ou humide ; on remarque que lorsqu'on fait cette trituration dans une atmosphère humide, le mélange acquiert plutôt la couleur noire. On est obligé de triturer pendant plusieurs jours pour opérer l'union intime entre les molécules du mercure qui s'oxident et celles du soufre. Celui-ci décompose l'humidité de l'air, l'oxigène se porte sur le mercure et l'oxide, l'hydrogène se combine avec le soufre et forme de l'hydrogène sulfuré qui se porte sur l'oxide de mercure et le noircit.

On doit donc regarder l'éthyops minéral comme de l'oxide de mercure hydrogéno-sulfuré noir.

Cet oxide est anthelmintique ; il convient dans les tumeurs des glandes du col, dans la galle sèche. La dose est depuis 1 décigramme jusqu'à 2 grammes, sans craindre qu'il excite la salivation.

Ce sulfure ou éthiops n'est pas la même chose que celui que l'on prépare par la fusion du soufre. C'est envain que l'on tenterait de le convertir en cinabre par la sublimation.

Nota. On prépare avec le mercure du turbith minéral, du nitrate et des muriates de mercure. *Voyez* pages 209, 222, 239 et suiv.

§. IV. *Des métaux ductiles et facilement oxidables.*

Cette section comprend l'étain, le plomb, le fer et le cuivre. Ces métaux jouissent de la malléabilité et de la ductilité sous des modifications inégales entre elles. L'adhérence de leurs molécules offre plus de

Digitized by Google

résistance que celle des autres métaux qui précèdent, et leur tendance à la combinaison avec l'oxigène qui les convertit facilement en oxides, les avait fait regarder par les anciens minéralogistes comme des métaux d'une métallisation moins perfectionnée que celle des métaux de la cinquième section, en sorte qu'ils les nommaient *métaux imparfaits*; mais cette prétendue imperfection est aujourd'hui reconnue comme une sagesse prévoyante de la nature.

A. *De l'étain.*

L'étain est un métal blanc d'une couleur plus brillante que le plomb, et moins éclatante que celle de l'argent : il est moins élastique et moins sonore que les autres métaux ductiles, excepté le plomb, et il est d'une telle mollesse qu'il se plie facilement dans tous les sens; mais on observe qu'il fait entendre en se pliant un petit bruit semblable à celui que fait un corps dont on opère le déchirement des parties : ce bruit s'appelle le *cri de l'étain*. Ce phénomène ne lui appartient pas exclusivement, on le remarque aussi dans le zinc.

L'étain est le plus léger des métaux; sa pesanteur spécifique est de 72,914, comparée à 10,000. Un pied cube de ce métal pèse environ 510 liv. *Voyez* pour connaître ses propriétés physiques en général, page 185 de la première partie de cet Ouvrage.

L'étain se rencontre rarement pur dans la nature. Ses mines sont blanches ou colorées : ces dernières sont rouges, violettes ou noires. Le soufre et l'arsenic sont ses deux grands minéralisateurs; les pays où on les rencontre et où on les exploite, sont les provinces de Cornouailles, de Devonshire en Angleterre, l'Allemagne, la Bohème, la Saxe, l'île de Banca, la presqu'île de Malaca, et dans les Indes Orientales.

Pour traiter la mine d'étain en grand, on est quelquefois obligé de la griller pour attendrir la gangue; les vapeurs qui s'en dégagent sont très-dangereuses :

Digitized by Google

ensuite on la bocarde, et on la lave dans des caisses garnies de petites cloisons de toiles. On agite avec un rateau ; la gangue est entraînée, et le minérai reste pur sur la toile. On la grille dans des fourneaux de réverbère, dont le tuyau communique à des cheminées horizontales pour recueillir le soufre et l'arsenic ; ensuite on la fond dans un fourneau à manche, et on la coule dans des lingotières pour la réduire en saumons.

On prépare avec l'étain le régule d'étain, le lilium de Paracelse, les divers oxides d'étain, l'antihectique de Potérius, le muriate suroxigéné d'étain ou liqueur fumante de Libavius, le sulfate d'étain, l'or mussif, le nitro-muriate d'étain.

Ce métal s'allie avec beaucoup d'autres métaux, et il en résulte des alliages qui présentent des caractères physiques tout autres que ceux qui appartiennent à chacun de ces métaux en particulier.

Cendrée d'étain.

Le premier degré d'oxidation de l'étain est celui qu'on nomme oxide gris ou cendrée d'étain ; l'étain entre en fusion à un degré de température bien inférieur à celui qui convient pour le faire rougir. Si on le fait entrer en fusion à l'air libre, la surface s'oxide et présente comme une pellicule qui recouvre le métal en fusion ; si on enlève cette pellicule, il s'en présente une nouvelle, et on pourrait convertir tout l'étain en cendrée, si on le jugeait à propos, par ce seul moyen.

Les fondeurs de cuiller ont bien soin de mettre cette cendrée à part ; ils la ressuscitent en métal en la traitant avec des matières résineuses.

Potée d'étain.

C'est le second degré d'oxidation de l'étain. On prend de la cendrée d'étain, on la met dans une capsule de terre, et on la soumet à l'action du feu sous la moufle d'un fourneau de coupelle, pendant six

Digitized by Google

ou sept heures, en ayant le soin de remuer souvent l'oxide avec un crochet de fer. Cet oxide acquiert de la blancheur, et s'oxide davantage. On s'en sert pour polir les glaces, les verres d'optique, l'acier, etc.

Verre d'étain.

Le troisième degré d'oxidation de l'étain, c'est la potée d'étain soumise à la plus haute température. Cet oxide se vitrifie, et présente les couleurs du prisme.

Antihectique de Potérius.

2ℓ du régule d'antimoine martial..... de l'étain d'Angleterre	de chaque 32 grammes (ʒ j).

Faites liquéfier dans un creuset; laissez refroidir, réduisez en poudre; mêlez avec du nitrate de potasse très-pur 162 grammes (ʒ vj); on projette ce mélange dans un creuset, comme pour l'antimoine diaphorétique. On continue l'action du feu jusqu'à ce que la matière soit oxidée à blancheur; alors on la jette dans l'eau chaude, et on la lave avec de nouvelle eau chaude, jusqu'à ce que l'eau en sorte insipide. On fait sécher la matière restante et on la conserve en poudre, ou on en fait des trochisques.

Remarques.

Cet oxide est triple; il participe de l'oxide d'antimoine martial et de celui de l'étain.

On prescrivait anciennement cet oxide à la dose de 12 décigrammes jusqu'à 2 grammes dans les flux de sang, les écoulements de la semence prolifique, et pour arrêter les sueurs colliquatives (1); mais *Stahl* observe que ce moyen d'absorption est plutôt dangereux que salutaire. Ce remède n'est plus employé en médecine.

Du sulfure d'étain.

L'étain peut se combiner avec le soufre et se con-

(1) Qui procèdent de la dissolution des humeurs.

Digitized by Google

vertir en sulfure. On fait fondre, dans une cuiller de fer, huit parties d'étain ; on le fait rougir obscurément : on jette par dessus, deux ou trois parties de soufre sublimé : on mêle ces deux substances avec une spatule de fer. Lorsque l'union du soufre avec l'étain s'est opérée, le mélange s'enflamme, et il en résulte une poudre noire. Si on a fait fondre ce mélange dans un creuset, on peut le couler dans une lingotière, et on obtient une masse cassante, disposée en aiguilles larges, plates, réunies en faisceaux.

Or mussif, ou oxide d'étain hydro-sulfuré.

Il faut d'abord préparer l'oxide d'étain par le procédé qui suit :

On prend trois parties de potée d'étain, et six de nitrate de potasse ; on met ce mélange dans un creuset que l'on tient à un feu assez fort pendant quatre heures. On laisse refroidir, et on lave la matière qui est dans le creuset pour en obtenir l'oxide d'étain privé de la potasse qui lui est restée unie. On conçoit que l'oxigène de l'acide du nitrate a oxidé le métal à un degré de beaucoup supérieur à ce qu'il était dans l'état de potée.

(Ier. Procédé.)

Alors on prend six parties de cet oxide que l'on mêle avec quatre parties de soufre : on met ce mélange dans un creuset évasé, seulement jusqu'au tiers de son élévation. On introduit un couvercle échancré dans la circonférence, de manière qu'il soit éloigné de la matière, de 2 centimèt. (8 lig.), on couvre les bords supérieurs du creuset avec un second couvercle que l'on lute avec de l'argile détrempée. Ce creuset ainsi préparé on l'introduit dans un autre plus grand dans lequel on met du sable : par cet appareil le creuset intérieur se trouve placé au bain de sable. On pose le tout sur la grille d'un fourneau ordinaire, et on chauffe avec précaution : on élève progressivement la température jusqu'à ce que le creuset soit rouge :

Digitized by Google

on maintient cette température pendant huit à dix heures et même plus, et on obtient ce que les anciens ont appelé *or mussif*, *or mosaïque*, *purpurine*, et ce que l'on nomme à présent dans le commerce *or mussif*, mais ce qui semble devoir être nommé par préférence *oxide d'étain hydrogéno-sulfuré*.

Remarques.

Ce procédé réussit beaucoup mieux lorsqu'on ajoute un peu d'eau au mélange, parce qu'alors il s'opère une décomposition de ce liquide; son hydrogène se porte sur le soufre et forme de l'hydrogène sulfuré; son oxigène se porte sur l'étain et lui donne un degré de plus d'oxidation; le soufre qui n'a pas été altéré s'unit à l'oxide, et en forme un sulfure d'étain hydrogéné.

(IIe. Procédé.)

℔ huit parties de mercure et autant d'étain : placez le mercure dans un mortier de fer assez chaud pour échauffer ce métal; ajoutez l'étain fondu, et agitez ce mélange jusqu'à ce que l'alliage soit exact et qu'il soit refroidi. D'une autre part, prenez quatre parties de muriate d'ammoniaque, et six parties de soufre sublimé : réduisez en poudre le muriate et mêlez-le avec le soufre; broyez ces deux substances sur un porphyre jusqu'à ce qu'elles soient réduites en poudre impalpable; dans cet état, on forme un mélange parfait avec l'amalgame ci-dessus. On introduit le tout dans un matras à long col; il faut avoir soin que le matras ne soit occupé par la matière que d'un quart de sa capacité; on bouche l'orifice du col avec un couvercle de fer-blanc que l'on a soin de luter; on a pratiqué un petit trou au bouchon pour donner issue à l'air contenu dans l'intérieur du matras, au moment de son dégagement opéré par le calorique. On bouche à volonté ce trou avec un clou.

Toutes ces conditions étant remplies, on met le matras dans un bain de sable que l'on chauffe par

Digitized by Google

gradation jusqu'à faire rougir le fond de ce vase ; on maintient cette température pendant trois heures, et et on obtient de l'or mussif très-beau.

Nota. Si on expose le matras à l'action immédiate du calorique, et que l'on donne un coup de feu vif, le mélange s'enflamme, et il se forme un sublimé au col du vase, qui est de l'or mussif.

Dans un mémoire de *Pelletier*, lu à l'Académie en 1792, ce chimiste a démontré que l'étain seul ne peut se combiner qu'avec un cinquième de son poids, de soufre, tandis que l'or mussif que l'on avait regardé comme un simple sulfure d'étain, contient réellement 40 pour 100 de soufre. Cette proportion paraissait étonnante, parce qu'on ignorait que l'or mussif était un oxide d'étain sulfuré, et que l'oxigène uni à l'étain augmentait beaucoup l'attraction de ce métal pour le soufre.

Le même chimiste a prouvé par une suite d'expériences concluantes que l'or mussif est un oxide d'étain sulfuré, et il en a fabriqué par la voie humide. Voici quel est son procédé.

(IIIe. Procédé.)

Or mussif par la voie humide.

℥ du muriate d'étain en liqueur, et du sulfure de potasse également en liqueur, de chaque une quantité proportionnée. On précipite le muriate d'étain en versant dessus du sulfure de potasse ; il s'opère une double décomposition et une double combinaison. La potasse du sulfure se combine avec l'acide muriatique et forme du muriate de potasse ; l'oxide d'étain se précipite en même-tems que le soufre, et ces deux corps s'unissent par leurs dernières molécules ; en faisant sécher ce précipité, et en le faisant chauffer légèrement on obtient un bel or mussif. Donc ce produit est de l'oxide d'étain sulfuré ; mais le citoyen *Fourcroy* était fondé à le regarder comme un oxide d'étain hydrogéno-sulfuré, parce que dans les uns et les autres

Digitized by Google

procédés il se forme de l'hydrogène sulfuré qui se porte sur l'oxide d'étain combiné avec le soufre.

L'or mussif est un produit du domaine de la pharmacie-chimique que les pharmaciens doivent savoir préparer. On s'en sert pour colorer le verre, enluminer les estampes et le papier. On en frotte les coussinets de la machine électrique, et cet amalgame, ou plutôt cet oxide sulfuré, ne raye ni ne crasse les glaces de la machine, et triple le volume du fluide électrique.

Nota. 1°. Les combinaisons de l'étain avec l'acide muriatique sont consignées dans la série des muriates métalliques. *Voyez* Muriate suroxigéné d'étain.

Nota. 2°. L'étain se dissout dans l'acide nitro-muriatique; mais pour opérer cette dissolution, on doit avoir soin de ne mettre qu'une petite quantité du métal dans ce dissolvant: on attend que l'étain soit dissous pour en ajouter du nouveau. On peut par ce procédé charger l'acide nitro-muriatique d'une telle quantité de métal, que cette dissolution peut devenir épaisse et visqueuse comme une résine liquide et transparente.

Les teinturiers ont donné à cette dissolution le nom de *composition*; ils s'en servent pour donner au bain de cochenille la couleur écarlate.

Si l'on mêle une dissolution d'étain à une autre dissolution d'or bien chargée, et qu'on les étende l'une et l'autre dans une grande quantité d'eau, il se forme un précipité couleur de pourpre que l'on nomme *précipité de Cassius*, dont on se sert pour peindre sur l'émail et la porcelaine.

B. *Du plomb, ou Saturne.*

Le plomb est un métal malléable et ductile, facilement oxidable, d'un blanc sombre tirant un peu sur le bleu. Les anciens lui ont donné le nom de Saturne, et il conserve encore ce nom dans plusieurs opérations de pharmacie et de chimie. Il est le plus mou, le moins ductile, le moins sonore, et le moins élas-

Digitized by Google

tique de tous les métaux ; c'est aussi celui qui offre le moins de ténacité dans ses parties. Un fil de plomb, d'un dixième de pouce de diamètre, ne peut soutenir qu'un poids de 29 livres un quart sans se rompre.

Sa pesanteur spécifique est de 11,5,523 à 10,000 ; il est le plus pesant des métaux après le platine, l'or, et le mercure.

Le plomb a, comme les autres métaux, son odeur et sa saveur qui lui sont particulières. Il se laisse couper facilement, et sa tranche paraît très-lisse et très-brillante ; mais elle s'obscurcit assez promptement à l'air ; on remarque cependant qu'il est moins oxidable par la seule action combinée de l'air et de l'eau, que le fer, et même que le cuivre.

Ce métal offre de précieux avantages dans les arts ; mais il porte avec lui une qualité délétère qui le rend d'un usage bien dangereux, lorsque par un accident ou une imprudence quelconque il est pris intérieurement soit dans l'état d'oxide, soit dans l'état salin.

La fusibilité du plomb est à peu près égale à celle de l'étain, c'est-à-dire qu'il entre en fusion bien avant que d'être rouge.

Il s'unit facilement avec tous les métaux, excepté avec le fer avec lequel il refuse opiniâtrement toute espèce d'alliage, à moins que l'un et l'autre ne soient à l'état d'oxides ; c'est ce qui fait que le plomb peut servir à purifier l'or et l'argent de leur alliage avec le fer, comme avec tous les métaux oxidables, à raison de la propriété qu'il a de les vitrifier en se vitrifiant très-facilement lui-même.

L'alliage du plomb avec le mercure rend ce dernier moins fluide. Ce métal allié avec l'étain forme la soudure des plombiers. Cet alliage du plomb et de l'étain soumis à l'action du calorique dont la température est assez haute pour le faire rougir et fumer, se convertit en un oxide blanc qui est la base des émaux blancs, et des couvertes de faïence ; on le nomme *calcine.*

Margraff a trouvé le moyen de former un alliage

de deux parties de bismuth, une d'étain fin, et une de plomb qui a la propriété d'entrer en fusion à la température de l'eau bouillante : cet alliage a été annoncé en 1699 par Hombert, dans les Mémoires de l'Académie, pour le faire servir aux injections anatomiques.

Darcet a travaillé sur le même objet et a fait un alliage connu sous le nom d'*alliage de Darcet*, qui a la propriété d'entrer en fusion à une température inférieure à celle de l'eau bouillante. Cet alliage consiste dans l'union de 8 parties de bismuth, 5 de plomb, et 3 d'étain. On l'a proposé pour mouler, pour imprimer en polytype, et prendre des empreintes.

Le plomb se rencontre dans la nature sous trois états, savoir dans l'état d'oxide, de sel neutre, et dans celui de sulfure de plomb ou galène. La galène à petites facettes, et à petits grains contient de l'argent : nous possédons de cette sorte de mine de plomb, à Pompéan, dans la ci-devant Bretagne; il s'en trouve aussi à Ramelzberg en Saxe. *Voyez* pages 190 et suivantes, première partie de cet Ouvrage, pour plus amples détails.

Pour exploiter la mine de plomb dite *galène*, à l'effet d'en obtenir le métal, on bocarde le minérai, on lave sur des tables légèrement inclinées pour en séparer la gangue qui est plus légère; ensuite on grille ce minérai dans des fourneaux de réverbère, on l'agite pour en renouveler les surfaces : lorsque celles-ci commencent à devenir pâteuses, on les recouvre de charbon; on remue le mélange, on augmente le feu; le plomb ruisselle de tous côtés et va se rendre dans un bassin pratiqué à un des côtés du fourneau. Ce plomb obtenu contient de l'argent; on le sépare par la coupellation. Lorsqu'on en a séparé l'argent, on fait fondre le plomb oxidé, à travers des charbons, et on le coule en saumons du poids de 2, 3, et même 500 liv. Il porte le nom de plomb d'œuvre.

Digitized by Google

Les diverses opérations que l'on fait avec le plomb, sont :

L'oxide de plomb gris, ou cendre de plomb.
L'oxide de plomb jaune, ou massicot.
L'oxide de plomb demi-vitreux, ou litharge.
L'oxide de plomb rouge, ou minium.
L'oxide de plomb vitreux, ou verre de plomb.
L'oxide de plomb blanc et céruse.
Le sulfure de plomb.
L'acétate de plomb en liqueur.
L'acétate de plomb cristallisé.

On prépare avec ces divers produits, des pommades, des onguents, des emplâtres et autres médicaments qui en dérivent. Nous observerons que de tous ces oxides, il n'est que le premier qui est l'oxide gris, ou cendrée de plomb, que l'on prépare dans les laboratoires de pharmacie.

On fait liquéfier du plomb dans une cuiller de fer, on l'agite avec une spatule jusqu'à ce qu'il soit converti en oxide gris. C'est le premier degré d'oxidation du plomb.

Cet oxide est dessicatif; mêlé avec de l'oxide d'étain, il sert à préparer l'émail. *Voy.* plus haut, p. 318

Les autres oxides se préparent dans les grands ateliers. *Voy.* pages 197 et suiv., première partie de cet Ouvrage.

Pour préparer le sulfure de plomb, on fait fondre trois parties de plomb dans une cuiller de fer, on y ajoute une partie de soufre en poudre, il en résulte une poudre noire un peu écailleuse : si l'on fait fondre cette matière, on obtient une masse noire, aigre, cassante, disposée à facettes ; c'est la galène artificielle.

Quant aux deux espèces d'acétate de plomb, *voy.* pages 175 et 177.

C. *Du fer, ou mars.*

Le fer connu aussi sous le nom de *mars*, est le métal le plus universellement répandu dans la nature.

On

Digitized by Google

On le rencontre parmi les corps des trois ordres de la nature ; il n'y a presque plus de doute que tout le fer qui existe, sous quelque état que ce soit, ne doive son origine à la décomposition des végétaux et des animaux.

Ce métal, facilement oxidable, est d'une couleur blanche livide, sombre, et tirant sur le gris ; il est brillant dans sa cassure, et il présente à l'œil une infinité de petits grains rhomboïdaux : ce métal est plus précieux que l'or, si on le considère par les grands services qu'il rend aux arts, et il devient entre les mains du pharmacien une matière médicamenteuse infiniment recommandable par sa tendance à la combinaison.

Le fer est le plus dur des métaux ; il est aussi celui qui a le plus d'élasticité, et qui est un des plus difficiles à fondre. Ce métal est beaucoup moins malléable qu'il n'est ductile ; il est, après l'or, celui des métaux dont les parties ont le plus de ténacité ; un fil de fer d'un dixième de pouce de diamètre, peut soutenir un poids de 450 livres sans se rompre.

Le fer est après l'étain le métal le plus léger. Sa pesanteur spécifique est de 72,000, comparée à 10,000. Une des propriétés caractéristiques du fer est d'être attirable à l'aimant, de devenir lui-même un très-bon aimant, et d'ajouter à la force magnétique. *Voy.* Fer, page 206 et suiv., 1re. partie de cet Ouvrage.

Le fer se trouve dans l'intérieur de la terre, ou dans l'état natif, ou dans l'état d'oxide, ou minéralisé par le soufre, le carbone, et alors il forme des sulfure, ou carbure de fer, ou par l'acide phosphorique, et il forme du phosphate de fer appelé *sydérite* par *Bergman* ; on le rencontre aussi dans l'état de sulfate, de carbonate, de prussiate, de chromate, de tungstate.

Le fer natif est contesté par les naturalistes. Celui qui est à l'état d'oxide se rencontre à l'état d'oxide noir, jaune, rouge ; dans celui d'oxidule pyrocite,

oligiste ; enfin on le rencontre dans l'état de fer quartzeux.

La manière de traiter les mines de fer, pour les convertir en fer proprement dit, varie selon l'état où elles sont, et selon l'espèce de pierre qui leur sert de gangue. Ce travail appartient plus à la métallurgie qu'à la pharmacie ; j'invite mes lecteurs à consulter la page 217 de la première partie de cet Ouvrage, où ils trouveront tous les détails convenables sur cette matière. On y verra aussi la conversion du fer en acier.

Les operations que l'on fait en pharmacie sont la limaille de fer porphyrisée, l'oxide noir de fer, ou éthiops martial, les espèces de safran de mars connus sous les noms d'oxides jaune, rouge, apéritif, et astringent, les boules de mars, les sulfates de fer, les tartrites de fer, la teinture de mars ou tartrite de fer liquide, l'extrait de mars, etc. etc. La plupart de ces produits pharmaceutiques sont déjà consignés dans le rang qui leur appartient : nous allons rapporter ici ceux qui dérivent du fer plus immédiatement.

De la limaille de fer vulgò *d'acier.*

℥ du fer bien décapé ; c'est-à-dire jouissant de toutes ses propriétés métalliques ; réduisez-le en limaille ; triturez dans un mortier de fer, passez à travers un tamis de soie, porphyrisez ensuite jusqu'à ce que la poudre soit impalpable. Alors promenez par dessus un barreau de fer aimanté afin d'enlever toute la poudre attirable à l'aimant ; détachez-la avec une barbe de plume, et conservez-la dans un bocal bien sec et bien bouché.

Remarques.

On doit préparer la limaille de fer dans une atmosphère sèche afin de prévenir son oxidation en partie, par la raison que ce métal est très-facilement oxidable et qu'il attire puissamment l'humidité qu'il décompose, et dont il s'empare de l'oxigène.

Digitized by Google

Le nom de limaille d'acier lui a été donné improprement, puisque l'acier est un carbure de fer et non pas du fer proprement dit.

La limaille de fer est un puissant tonique; elle convient dans la jaunisse et dans la suppression des règles. On s'en sert dans beaucoup d'opérations chimiques; elle forme des combinaisons salines avec les acides; elle sert à décomposer l'eau pour en obtenir le gaz hydrogène.

Oxide de fer noir, ou éthiops martial.

Lémery est le premier qui ait indiqué un procédé pour convertir le fer en oxide noir; son procédé consiste à soumettre du fer très-pur en poudre à l'action de l'eau, de manière que ce liquide le surnage de plusieurs travers de doigts, et d'agiter souvent pour mettre en contact, autant que possible, les molécules du fer avec celles de l'eau : le fer s'empare de l'oxigène de l'eau et s'oxide en noir.

On a imaginé depuis *Lémery* des machines à l'aide desquelles, en agitant sans cesse le fer et l'eau, on parvient à accélérer la décomposition de celle-ci et l'oxidation du premier. Ce procédé a paru beaucoup trop long, ou peu praticable, à raison de l'embarras des machines à faire mouvoir. Un grand nombre de pharmaciens de nos jours, dans celui desquels je citerai *Chroaré*, *Josse*, les citoyens *Fourcroy*, *Vauquelin*, *Trusson*, *Bailleau*, *Lescot*, *Langlois*, *etc. etc.*, et moi, se sont occupés des moyens d'abréger et de perfectionner cette opération : tous ont très-bien réussi, et on fait aujourd'hui de l'oxide noir de fer avec une très-grande facilité et en grande quantité en très-peu de tems. On peut consulter le Journal de Pharmacie, pages 8, 151, et 248, où l'on trouvera des procédés très-prompts et très-exacts pour obtenir cet oxide; mais je m'attacherai à consigner ceux qui sont les plus remarquables.

Le procédé du cit. *Vauquelin* consiste à prendre deux parties de limaille de fer en poudre très-fine, et

Digitized by Google

une partie d'oxide rouge de fer : on met ce mélange dans un creuset couvert, et on le chauffe fortement pendant deux heures.

Dans cette expérience, l'oxide rouge de fer cède une partie de son oxigène au fer non oxidé, l'équilibre s'établit entre les deux portions de ce mélange, et celui-ci passe à l'état d'oxide noir homogène.

Le cit. *Save*, pharmacien à St.-Plamard, a proposé un autre procédé. Il prend des batitures de fer réduites en poudre ; il les porphyrise avec de l'eau ; ensuite il met cette matière dans un creuset pour la faire sécher complètement ; alors il ajoute quelques gouttes d'huile qu'il répand sur toute la masse, il fait brûler cette huile en continuant l'action du feu, et il obtient en très-peu de tems un oxide très-noir qu'il porphyrise pour avoir une poudre uniforme et très-fine.

Le cit. *Lescot* suit un procédé très-analogue : il prend de la limaille de fer porphyrisée imprégnée d'eau, et il la traite dans une cornue avec un peu d'huile d'olives ; il distille jusqu'à ce qu'il ne paraisse plus de vapeurs : alors il lave le résidu dans beaucoup d'eau, il le fait sécher promptement, et il le porphyrise de nouveau.

Le cit. *Langlois* met de la limaille de fer en poudre dans une terrine évasée ; il verse de l'eau par dessus de manière que celle-ci surnage le fer seulement d'une couche légère, il agite de tems en tems le mélange, et il ajoute de l'eau à mesure qu'elle s'évapore ; il renouvelle cette opération jusqu'à ce que tout le fer soit oxidé. Dans cet état il lave cet oxide dans l'eau, il laisse reposer la matière, décante l'eau, il fait sécher promptement l'oxide qui s'est précipité, et il le réduit en poudre fine.

Je suis parvenu à préparer cet oxide noir en très-peu de tems, en ajoutant un peu d'acide nitrique à l'eau dans laquelle j'avais fait baigner de la limaille de fer en poudre ; je lavais ensuite l'oxide avec de l'eau chaude, je faisais sécher et porphyriser.

L'oxide de fer noir est très-employé en médecine

Digitized by Google

pour donner du ton à la fibre, et dans les engorgements du foie et de la rate : la dose est de 6 décigrammes.

De l'oxide jaune de fer, ou safran de mars apéritif.

℥ de la limaille de fer ce qu'il vous plaira; exposez-la à la rosée, ou arrosez-la avec de l'eau jusqu'à ce qu'elle soit toute convertie en rouille de fer; ensuite on la réduit en poudre très-fine sur le porphyre.

Cet oxide est au second degré d'oxidation. On lui attribue une propriété apéritive; mais c'est en donnant de la force aux viscères qu'elle acquiert cette proprieté.

Oxide rouge de fer avec le soufre.

℥ de la limaille de fer très-brillante, du soufre sublimé, de chaque parties égales; faites du tout un mélange demi-liquide avec suffisante quantité d'eau; mettez cette masse dans un vase de terre vernissée; laissez en repos pendant cinq heures; il s'opère pendant ce tems une sorte de tumulte ou d'agitation dans le mélange, qui est occasionné par la décomposition de l'eau; il y a émission de calorique, dégagement de gaz hydrogène sulfuré, formation d'acide sulfurique, et combinaison partielle entre cet acide et le fer, d'où il résulte du sulfate de fer avec excès de base. On soumet le tout à l'action du feu en remuant souvent avec une spatule de fer, jusqu'à ce que la matière ait acquis une couleur pourpre. C'est de l'oxide de fer au troisième degré d'oxidation.

Cet oxide est apéritif et astringent.

Oxide de fer rouge, ou safran de mars astringent.

℥ de la limaille de fer; mettez-la dans un pot de terre, soumettez-la à l'action d'un feu vif dans un fourneau de réverbère jusqu'à ce qu'elle ait acquis une couleur rouge. Alors lavez-la dans plusieurs eaux,

Digitized by Google

faites-la sécher et réduisez-la en poudre impalpable sur un porphyre.

On s'en sert plutôt à l'extérieur qu'à l'intérieur. On l'ajoute à des emplâtres dessiccatifs et astringents.

Extrait de mars.

Ce medicament n'est autre chose que du tartrite de fer, ou du malate de fer rapproché en consistance d'extrait.

On la prépare soit avec l'acidule tartareux, soit avec le suc de pommes acerbes, et la limaille de fer. *Voyez* Teinture de mars tartarisée, page 190. C'est cette même teinture rapprochée convenablement par l'évaporation.

Muriate de fer ammoniacal sublimé, ou fleurs de sel ammoniac martiales, ou ens martis.

℞ du muriate d'ammoniaque 250 gram. (℥ viij).
limaille de fer en poudre très-fine..... 128 gram. (℥ iv).

On mêle ces deux substances en poudre; on les laisse exposées à un air humide pendant quelques tems; alors on les introduit dans une cornue que l'on place sur un bain de sable; on adapte un récipient, et on chauffe par degrés.

Le premier produit qui distille est un peu d'ammoniaque liquide caustique; l'action du feu devenant plus intense, il se sublime, dans le col de la cornue et à sa voûte supérieure, une matière saline qui est du muriate de fer ammoniacal, c'est-à-dire un muriate de fer et un muriate d'ammoniaque connu anciennement sous le nom de fleurs de sel ammoniac martiales.

Ce sel est incisif, résolutif, et tonique; il est surtout recommandé dans le rachitisme, dans les fièvres malignes, les douleurs de tête, la suppression des règles, dans les maladies des vers, pour donner du ton à l'estomac, et exciter l'appétit. La dose est de-

Digitized by Google

puis 500 centigrammes jusqu'à 5 décigrammes, selon l'âge du malade.

D. *Du cuivre, ou vénus.*

Le cuivre appelé en latin *cuprum*, a reçu son nom de celui de *æs cyprium* parce qu'il a été trouvé en premier lieu dans l'île de Chypre.

Ce métal est d'une couleur rouge, brillante lorsqu'il est pur et nouvellement coupé. Il est extrêmement dur, élastique et sonore, jouissant d'une très-grande malléabilité et ductilité, et il est aussi recommandable par les services qu'il rend aux arts et à la chimie, qu'il est dangereux lorsqu'il est pris intérieurement à l'état d'oxide.

L'odeur du cuivre se manifeste sensiblement et d'une manière désagréable lorsqu'on le frotte ou qu'on le chauffe, et sa saveur est nauséabonde, un peu moins styptique que celle du fer.

La ténacité des molécules du cuivre entr'elles, est telle qu'un fil d'un dixième de pouce (2 millimètres environ), peut soutenir un poids de 299 ℔ ℥ iv avant de se rompre. Sa pesanteur spécifique est de 77,880 comparée à 10,000; c'est-à-dire qu'il perd près d'un huitième de son poids dans l'eau.

La malléabilité du cuivre est telle qu'il peut s'étendre sous le marteau au point d'être réduit en feuilles aussi minces que celles de l'or et de l'argent sous le maillet du batteur d'or; mais on remarque que la continuité de ses parties n'est pas égale à celle de ces deux métaux précieux, car si l'on met une feuille de cuivre entre deux verres, et si on place ceux-ci entre l'œil et la lumière, on observe que cette feuille métallique est traversée par les rayons lumineux. Il faut bien distinguer l'opacité absolue de la solution de continuité: nous avons dit en parlant des métaux en général que tous étaient des corps opaques imperméables à la lumière; ici, la perméabilité n'est occasionnée que par la solution de continuité des parties du métal et non par sa transparence posi-

Digitized by Google

tive ; la feuille de cuivre, amenée à un état de ténuité qui la rend plus légère que son pareil volume d'air, paraît comme criblée d'une infinité de petits trous.

La ductilité du cuivre n'est pas moins démontrée que sa malléabilité, puisqu'on peut le tirer à la filière, et le réduire en fils aussi fins que des cheveux.

Le cuivre, dans sa cassure, présente une infinité de petits grains appliqués les uns sur les autres. Les citoyens *Brongniart* et *Mongez* ont prouvé par l'expérience que ce métal était susceptible de prendre une forme régulière cristalline par la fusion et un refroidissement ménagé avec art.

Si on chauffe doucement et par degrés une lame de cuivre nette et polie, on voit sa surface se couvrir de toutes les couleurs de l'iris. Ce phénomène est dû aux divers degrés d'oxidation que le métal parcourt, et cette opinion des chimistes actuels est justifiée par l'expérience et les faits qui suivent.

Si l'on fait éprouver au cuivre un degré de chaleur capable de le porter à l'incandescence, et à l'air libre, sa surface se ternit, elle perd son éclat métallique, et prend une apparence sombre et terreuse. La continuation de ce degré de chaleur opère une oxidation complète qui n'adhère plus aux couches inférieures du métal, et que l'on enlève très-facilement par écailles après son refroidissement tandis que la couche que cet oxide recouvre, paraît brillante et parfaitement décapée : ces écailles portent le nom de *battitures*, c'est l'*æs ustum* des pharmaciens (1), actuellement appelé *oxide noir de cuivre*. Pour le réduire en métal, il ne s'agit que de lui enlever son oxigène en le traitant avec un flux réductif.

La lumière a une action bien déterminée sur le cuivre ; elle lui fait perdre son brillant métallique. Mais l'action combinée de l'air et de l'eau est bien

(1) L'*æs ustum* ou cuivre brûlé est employé en poudre extérieurement pour dessécher les ulcères.

Digitized by Google

plus prononcée; elle convertit sa surface en un oxide vert.

Le cuivre a une très-grande tendance à la combinaison avec une infinité de corps; non seulement avec les autres métaux avec lesquels il forme divers alliages, mais avec tous les acides connus, avec les divers produits des végétaux et des animaux, avec l'oxigène par-tout où il le rencontre; et il paraît que c'est la raison pour laquelle on lui a donné le nom de Vénus, parce qu'il semble se prostituer comme cette divinité de la fable.

La nature ne nous fournit pas le cuivre tel qu'il nous vient de Suède, du Danemarck, de l'Allemagne, par la voie du commerce, jouissant de ses propriétés métalliques, tel enfin qu'il peut être employé soit dans les arts, soit en pharmacie et en chimie; il s'y rencontre sous quatre états principaux, savoir :

1°. Dans l'état natif, de première et de seconde formation.

2°. Dans l'état d'oxide et minéralisé par l'acide carbonique, tels sont le vert de montagne, la malachite.

3°. Dans l'état de pyrite, ou celui de sulfure, et minéralisé par le soufre sans être pyriteux.

4°. Minéralisé par le soufre et l'arsenic simultanément. *Voyez* page 226 et suivantes, première partie de cet Ouvrage.

Le cuivre est du plus grand usage dans les arts, pour toutes sortes d'ustensiles, vases, machines. Il est dommage que ce métal d'une si belle couleur soit si facilement oxidable, qu'on est obligé de le dorer ou l'argenter, pour le défendre contre les attaques de la lumiere, de l'air, et de l'humidité.

Ce métal s'allie très-facilement avec d'autres métaux. Avec l'arsenic, il devient blanc et cassant, et il forme le cuivre blanc, ou tombac.

Avec le zinc, soit directement, alors on obtient à raison des proportions entre les deux métaux, et les précautions prises en les fondant, un métal mixte dont les variétés sont le similor, le pinchebec, le

Digitized by Google

métal du prince Robert, et l'or de Manheim ; soit en cémentant des lames de cuivre avec de l'oxide de zinc natif, ou pierre calaminaire réduite en poudre et mêlé avec du charbon, et en faisant rougir le creuset au feu ; alors il en résulte un métal mixte appelé *laiton*.

Avec l'étain on forme ce qu'on appelle l'airain, le bronze, le métal de cloches. Quelquefois on y ajoute du zinc.

Le cuivre s'allie avec l'étain, avec le zinc, par application, c'est ce que l'on nomme *étamage* et zincage.

Ce métal s'allie difficilement au mercure ; on n'opère qu'un amalgame, en triturant des feuilles de cuivre avec du mercure. Si l'on frotte du mercure sur une lame de cuivre, celui-ci est blanchi par le mercure, mais l'adhérence est faible. La moindre chaleur volatilise le mercure.

Enfin on reconnaît la présence du cuivre par-tout où il se rencontre, en plongeant une lame de fer dans le corps qui la renferme.

L'exploitation des mines de cuivre est trop importante pour la passer sous silence.

On commence par bocarder la mine, on lave le minérai pour le séparer de sa gangue ; ensuite on la grille à l'air libre pour lui enlever son soufre et l'arsenic. On la grille de nouveau deux fois de suite sur du bois allumé ; alors on la porte dans un fourneau à manche pour la fondre à travers les charbons, et obtenir ce que l'on nomme *matte de cuivre*. On fait subir à ce dernier jusqu'à sept grillages ; ensuite on le fait entrer en fusion et il donne ce que l'on appelle du cuivre noir. Ce cuivre est malléable, mais il contient du soufre dont on ne peut le débarrasser qu'en lui enlevant l'or et l'argent auxquels il est uni.

A cet effet on fait fondre le cuivre noir avec trois parties de plomb : on coule cette fusion dans des moules semi-orbiculaires ; c'est ce que l'on nomme *pains de liquation*. Ces pains de liquation sont mis

Digitized by Google

en fusion à une température seulement suffisante pour faire entrer le plomb en fusion. Le plomb, en fondant, entraîne l'or et l'argent. On porte ce plomb qui a traversé le charbon, à la coupelle, pour en obtenir l'or et l'argent. Quant au cuivre, on le fait fondre dans un creuset et on le maintient en fusion assez long-tems pour qu'il se raffine en rejetant sous forme de scories tout ce qu'il contenait d'étranger. Lorsque le cuivre est d'un beau rouge vif, on le coule en tables, ou on le sépare en rosettes.

On prépare à l'usage de la pharmacie ;

1°. Le cuivre en limaille qui entre dans la composition du mercure précipité vert.

2°. Le régule de cuivre. *Voy.* page 292.

3°. L'*æs ustum*, ou cuivre brûlé, *voyez* ci-dessus Battitures de cuivre.

4°. L'oxide de cuivre vert.

5°. L'acétate de cuivre, avec lequel on prépare l'acide acétique ou vinaigre radical. *Voy.* page 178.

6°. L'oxide rouge brun de cuivre. *Voy.* page 202, volume II.

Oxide de cuivre vert, ou vert-de-gris sec.

Cet oxide se prépare à Montpellier, en stratifiant des lames de cuivre avec du marc de raisin. On les arrose avec du vin dit *vinasse*, et non pas avec du vinaigre comme cela se pratique à Grenoble. Lorsque les lames de cuivre sont couvertes d'oxide, on enlève celui-ci avec des lames de bois, et on le met dans des sacs de peau où il prend de la consistance avec le tems.

C'est avec cet oxide que l'on prépare l'onguent égyptiac, celui des Apôtres, l'emplâtre divin, *manus Dei*, le collyre de Lanfranc, le baume vert de Metz, l'acétate de cuivre ou le verdet distillé, et le mercure précipité vert. *Voyez* chacune de ces préparations séparément. On préparait anciennement un muriate de cuivre ammoniacal sous le nom d'*ens veneris*.

Digitized by Google

§. V. *Des métaux très-ductiles difficilement oxidables.*

Cette cinquième section des métaux comprend l'argent, l'or, le platine.

Les anciens chimistes et les naturalistes les regardaient comme des métaux plus parfaits que ceux qui les précèdent; mais aujourd'hui l'on sait que chaque métal est *sui generis*, et que tous jouissent de la perfection qui leur appartient. On observe bien mieux que cette inégalité, dans les propriétés physiques et chimiques des métaux, est une perfection dans les produits de la nature qui a multiplié nos richesses et nos jouissances, en leur donnant des attributs qui diffèrent entre eux; en sorte que l'on n'admet plus cette distinction de métaux parfaits et imparfaits, et l'on a fondé cette section sur la plus grande ductilité et la moindre oxidabilité des métaux qui la composent.

De l'argent.

L'argent est un métal d'un blanc brillant et éclatant qui n'est point altérable par la lumière, lorsqu'il est parfaitement pur: il n'a ni odeur ni saveur sensible, et il jouit éminemment de la propriété malléable et ductile. Ce métal n'est pas susceptible de se convertir en oxide ni en verre par les procédés ordinaires de la calcination et de la vitrification.

La pesanteur spécifique de l'argent est de 101,752 comparée à 10,000. La ténacité de ses parties est telle qu'un fil d'un dixième de pouce (2 millimètres environ), peut soutenir un poids de 270 liv. sans se rompre. C'est à cette même ténacité que se rapporte sa ductilité qui permet qu'on le tire à la filière en fils aussi fins que des cheveux les plus fins.

Ce métal n'est pas moins malléable qu'il est ductile. Le poids de 5 centigrammes suffit pour faire un vase capable de contenir 32 grammes d'eau; et si l'on porte plus loin son extension sous le marteau, en le frappant dans de la baudruche, il se réduit en lames si fines que le moindre souffle peut les tenir

Digitized by Google

flottant dans l'air. L'argent, dans cet état, prend le nom d'argent en feuilles, et sert à argenter les pilules; ces feuilles servent mieux encore aux argenteurs sur bois et sur métaux.

L'argent est volatil; si l'on soumet ce métal à l'action d'un feu très-vif et que l'on expose par dessus une lame de cuivre, celle-ci se trouve couverte insensiblement à toute sa surface. Ce métal, le plus sonore des métaux après le cuivre, est susceptible de s'écrouir par le martelage, mais il suffit de le chauffer pour lui rendre sa malléabilité. Les pharmaciens ne font usage que de l'argent dans son plus grand état de pureté; il est connu sous le nom d'*argent de coupelle*. *Voyez* Coupellation, page 105, vol. I. Mais ce moyen de purification de l'argent n'est pas le seul, ni celui qui l'amène au plus grand degré de pureté; le pharmacien parvient à lui donner le degré de pureté absolue en décomposant le muriate d'argent à l'aide du carbonate de potasse ou de soude, par l'intermède du calorique. *Voy.* Muriate d'argent, p. 70.

On mêle une partie du muriate d'argent avec quatre parties de carbonate de potasse ou de soude. On met ce mélange dans un creuset de platine, et on le fait entrer en fusion. L'acide muriatique se porte sur la base du carbonate, et forme un muriate; l'acide carbonique se dégage; et lorsque la matière est refroidie, on la casse et on trouve le culot ou bouton d'argent qui est autant pur que possible.

L'argent est susceptible d'une forme régulière par la fusion et le refroidissement artistement ménagés. Ce métal a besoin d'être allié à une douzième partie de cuivre, pour être ouvragé avec avantage sans se déformer. Il s'unit à lui dans toute proportion sans perdre de sa ductilité; il en devient plus dur et plus sonore. Les bijoutiers anglais font un grand usage de cette sorte d'alliage dans leur bijouterie.

L'argent s'amalgame très-bien avec le mercure et il sert dans cet état aux argenteurs sur métaux. Il s'unit au plomb, au bismuth; la nature nous offre

Digitized by Google

des modèles de cet alliage dans la mine de plomb tenant argent. L'étain lui ôte sa ductilité et le rend aigre et cassant ; aussi les orfèvres ont-ils grand soin d'écarter ce métal de leur fourneau de fusion.

La nature nous offre l'argent sous plusieurs états, savoir, dans l'état natif, dans l'état salin, dans celui de sulfure d'argent, minéralisé par le soufre et l'arsenic, où enfin allié avec d'autres métaux. L'argent natif se trouve dans toutes les parties du monde, même en France le long de la rivière du Rhône ; mais les endroits où il se rencontre le plus abondamment, sont le Pérou, le Mexique, la Norwège, la Saxe, à Ste.-Marie, à Allemont. *Voy.* p. 237, première Partie.

Les travaux pour extraire l'argent de ses mines peuvent se réduire à trois procédés. Le premier se rapporte à l'argent natif. On triture l'argent vierge avec du mercure, ensuite on lave cet amalgame pour en séparer toute la terre ; alors on le fait passer à travers une peau de chamois : dans cet état on distille cet amalgame à la cornue, le mercure passe dans le récipient, et l'argent reste dans la cornue ; on le fond et on le coule en lingots.

Le second procédé se rapporte aux mines d'argent minéralisé par le soufre et l'arsenic. On commence par griller la mine, ensuite on la mêle avec du plomb pour affiner l'argent par la coupellation.

Le troisième procédé s'applique aux mines d'argent pauvre. On les fond sans grillage avec une certaine quantité de sulfure de cuivre pyriteux, il en résulte une matte de cuivre tenant argent que l'on traite ensuite par la liquation avec le plomb.

Nota. Les mines d'argent à l'état salin se traitent avec le charbon, la potasse ou la soude, et la fusion.

Les opérations que l'on fait avec l'argent pour les usages pharmaceutiques sont les sulfates, les nitrates cristallisé et fondu *vulgò* pierre infernale, les muriates d'argent. *Voyez* pages 214, 225, 227 et 78.

On reconnaît la présence de l'argent par-tout où il se rencontre en dissolution, en versant par dessus

Digitized by Google

un hydro-sulfure pareillement en dissolution. L'argent alors se précipite en noir. Par la même raison l'argent sert à reconnaître la présence de l'hydrogène sulfuré dans une eau minérale hydrogéno-sulfurée : il suffit pour cela de plonger une lame d'argent dans une eau de cette nature, les surfaces de ce métal se recouvrent d'un précipité noir. Ce phénomène se présente toutes les fois que l'argent est en contact avec le gaz hydrogène sulfuré.

Les terres alcalines ont la propriété de décomposer le nitrate d'argent, comme nous avons déjà eu occasion de le faire remarquer à l'article nitrate d'argent ; mais l'ammoniaque occasionne peu de précipité, lequel est redissous par elle-même, dès qu'on en ajoute avec excès, et il en résulte un sel triple ammoniaco-d'argent.

Ce précipité d'argent par les terres alcalines est un véritable oxide avec lequel on peut opérer un oxide d'un nouveau genre dont les propriétés sont dignes de remarques, et auquel on a donné le nom *d'argent fulminant*, ou *oxide d'argent ammoniacal.*

Oxide d'argent.

L'argent ne s'oxide pas comme les autres métaux par l'action combinée de l'air et du calorique ; mais si l'on verse de l'eau de chaux sur une dissolution nitrique d'argent, on obtient un précipité qui est de l'oxide d'argent. On filtre la liqueur qui surnage et qui est du nitrate calcaire, et on fait sécher l'oxide sur un papier gris, soit au soleil, soit à une douce chaleur.

Oxide d'argent ammoniacal, ou argent fulminant.

Prenez de l'oxide d'argent préparé comme il est dit ci-dessus ; versez par dessus de l'ammoniaque bien pure. Il se manifeste un mouvement semblable à celui de la chaux vive que l'on met en contact avec de l'eau. L'ammoniaque ne dissout qu'une partie de ce précipité. On laisse reposer ce mélange pen-

Digitized by Google

dant dix à douze heures ; il se présente à sa surface une pellicule brillante que l'on redissout avec de nouvelle ammoniaque : cette pellicule ne paraît pas, si, dès la première fois, on a mis assez d'ammoniaque sur l'oxide. Alors on décante le liquide qui surnage, et l'on dépose sans secousse le précipité noir qui occupe le fond du vase, sur du papier gris, en observant de le distribuer et de l'espacer par fragments très-petits.

Ce précipité très-peu volumineux, fulmine, quoique encore humide, avec beaucoup de violence, si on le frappe avec un corps dur ; lorsqu'il est sec, il suffit de le toucher ou de le frotter légèrement pour le faire fulminer.

La liqueur décantée de dessus ce précipité étant chauffée, fait effervescence, dégage du gaz azote : il paraît bientôt de petits cristaux brillants, ayant un *facies* métallique, qui fulminent quand on les touche, quoique couverts de liqueur, avec assez de violence pour briser les vaisseaux.

Remarques.

Il faut beaucoup de précautions pour préparer cet oxide, par la raison qu'il détonne facilement.

Cette détonation est due à la décomposition de l'ammoniaque ; son hydrogène se combine avec l'oxigène de l'oxide, et il y a dégagement d'azote. On doit cette expérience au cit. Berthollet.

On opère encore avec l'argent dissous dans l'acide nitrique et le mercure nitrique une décomposition, et une nouvelle combinaison qui présente une cristallisation et des phénomènes chimiques dignes de remarques, et que nous ne croyons pas devoir passer sous silence ; ce combiné est connu depuis long-tems sous le nom d'*arbre de Diane.*

Arbre de Diane.

On connaît plusieurs procédés pour préparer l'arbre

de Diane. *Lémery* et *Homberg* ont publié chacun le leur; l'un et l'autre sont consignés dans les livres de chimie; mais je rappellerai le procédé présenté par le cit. *Baumé* qui est généralement adopté, et qui réussit le mieux.

℣ six parties de dissolution d'argent et quatre de dissolution de mercure, l'une et l'autre dans l'acide nitrique et parfaitement saturées. On leur ajoute un peu d'eau distillée; on met ce mélange dans un vase conique dans lequel on a mis six parties d'un amalgame fait avec sept parties de mercure et une d'argent en feuilles.

Au bout de quelques heures il se fait à la surface de l'amalgame une cristallisation qui s'élève en ramification, ayant toute la forme d'un buisson.

Remarques.

On doit employer du mercure, de l'argent et de l'acide nitrique extrêmement purs, tant pour les dissolutions que pour l'amalgame.

Les phénomènes qui se passent dans cette réunion sont ordonnés par la puissance d'attraction qui s'exerce entre chacun de ces corps. Le mercure tenu en dissolution attire celui de l'amalgame; l'argent contenu dans cet amalgame attire aussi de son côté celui qui est tenu en dissolution dans l'acide nitrique; il y a donc une double cause qui coordonne la précipitation de l'argent et qui la rend plus prompte; mais une troisième action s'exerce et détermine la configuration toute particulière qui se montre dans cet arrangement symétrique; la quantité de mercure qui constitue l'amalgame excédant de beaucoup celle qui serait nécessaire pour précipiter l'argent de la dissolution, il en résulte que ces deux métaux se combinent par une attraction réciproque, et que leurs molécules se trouvant interposées dans celles du nitrate mercuriel, ce nitrate est surcomposé par excès de base de mercure et d'argent à l'état d'amalgame.

L'arbre de Diane est un objet de curiosité qui

Digitized by Google

figure très-bien dans les cabinets des amateurs d'histoire naturelle et de chimie, à côté de l'arbre de Saturne.

B. *De l'or.*

L'or est un métal difficilement oxidable, très-malléable et très-ductile. Ce métal est d'autant plus précieux qu'il est plus difficilement altérable : il n'a ni odeur ni saveur sensibles ; sa couleur est d'un jaune brillant plus ou moins vive ou pâle selon le degré de pureté ou d'alliage avec d'autres métaux, dans lequel il se rencontre. C'est après le platine le corps le plus pesant de la nature : il ne perd qu'entre un 19e. et un 20e. de son poids dans l'eau, c'est-à-dire que sa pesanteur spécifique est de 192,581 comparée à 10,000. Un pied cube de ce métal fondu et non forgé, pèse 1348 liv. (℥ j ℈ ij).

La dureté de l'or est moyenne entre celle des métaux durs et des métaux mous ; mais sa ductilité est telle que 32 grammes (℥ j) de ce métal, quoique présentant un très-petit volume, peut recouvrir et dorer très-exactement un fil d'argent long de 222 myriamètres (444 lieues). Sa ductilité n'est pas moins démontrée par l'art du batteur d'or qui le réduit en feuilles si minces qu'elles voltigent dans l'air au moindre souffle. Ce qu'il y a de remarquable, c'est que cette extrême ténuité sert à prouver en même tems la très-grande opacité de ce métal qui n'est point perméable à la lumière.

La ténacité de l'or est encore la plus forte de celle de tous les métaux, puisqu'un fil d'or d'un 10e. de pouce de diamètre peut soutenir un poids de 500 liv. sans se rompre. Mais il faut remarquer que toutes ces propriétés de l'or n'ont lieu qu'autant qu'il est allié à une vingt-quatrième partie de cuivre, car ce métal, dans son degré de pureté absolue, est mou et se laisse facilement sillonner par l'ongle.

Ce métal ne reçoit aucune altération de l'action de l'air ni de la lumière : si sa surface se ternit, c'est à

Digitized by Google

raison des corps étrangers qui s'y appliquent et non par une oxidation du métal : il est aussi d'une très-grande fixité, mais non pas absolue, car si l'on expose l'or à l'action du calorique, telle que celle qui résulte des rayons d'un beau soleil rassemblé au foyer de la lentille de la liqueur de Trudaine, comme l'a fait le célèbre Macquer, ce métal se volatilise : on s'en assure en plaçant au dessus une lame d'argent dont la surface se dore parfaitement.

L'or est un métal difficilement oxidable ; mais il se convertit en oxide vitreux de couleur violette par l'action du calorique des rayons du soleil qui traversent les verres ardents, et avec une promptitude inconcevable lorsqu'on expose une feuille d'or placée entre deux cartes, à une forte commotion électrique : l'oxide qui en résulte est de couleur pourpre ; si on le fond avec du cristal blanc, il imite très-bien l'améthyste.

L'or est susceptible de prendre une forme régulière par la fusion et le refroidissement ; il cristallise en pyramides quadrangulaires courtes.

Ce métal si précieux et si rare est, par un contraste extraordinaire, extrêmement répandu dans la nature. On le rencontre dans le terreau, dans la terre de bruyère, dans celle des jardins, des potagers fumés tous les ans, dans les cendres des végétaux : on en a retiré des étuis des ailes de cantharides ; *Darcet*, et les citoyens *Berthollet* et *Déyeux*, depuis le fameux *Rouelle*, ont levé toutes les incertitudes. Nous possédons en France plusieurs rivières qui roulent dans leur sable une assez grande quantité de paillettes d'or.

Il n'y a point, à proprement parler, de mines d'or puisque ce métal ne peut s'allier directement avec le soufre, ni avec l'arsenic. On ne le rencontre pas non plus dans l'état salin, ni dans celui d'oxide, par la raison qu'il y a très-peu d'acides minéraux qui le puissent décomposer, et qu'il ne s'oxide qu'à un feu extrêmement violent : mais on le rencontre dans

Digitized by Google

l'état natif ou vierge enclavé dans du quartz, et il porte le nom de *pepites d'or*; on le trouve allié à d'autres, métaux tels que l'argent, le cuivre, le plomb; d'autres fois il est minéralisé par le soufre et le fer; il est alors dans l'état de pyrite aurifère.

Le procédé pour exploiter l'or natif est le même que celui que nous avons indiqué pour l'argent natif; lorsqu'il est allié à d'autres métaux unis au soufre; on le traite comme l'argent minéralisé. *Voy.* Argent.

Le titre de l'or est de vingt-trois karats, c'est-à-dire vingt-trois parties d'or pur sur une de cuivre qu'on lui ajoute pour le rendre propre à tous les ouvrages en or. Chaque karat représente une vingt-quatrième partie. Si on ajoute deux parties de cuivre sur vingt-deux d'or, cet alliage ne fait plus que de l'or à vingt-deux karats. La valeur de ce métal est donc relative à sa plus grande pureté ou à son moindre alliage avec le cuivre.

L'or allié avec le cuivre est employé pour tous les ouvrages d'orfévrerie et de bijouterie.

Allié avec le fer, il est d'une couleur grise, attirable à l'aimant, d'une dureté telle, qu'il peut servir à faire des instruments tranchants supérieurs à ceux qui sont faits avec l'acier.

Allié avec l'argent, il devient plus pâle selon les proportions d'argent.

L'or s'amalgame avec le mercure, et il devient plus propre à l'exploitation, et à l'art du doreur sur métaux.

Les dissolvants de l'or sont l'acide nitro-muriatique, le sulfure de potasse, l'acide muriatique oxigéné, l'acide chromo-muriatique, et l'acide nitrique chargé de gaz nitreux.

On prépare avec l'or le précipité de Cassius, l'oxide d'or ammoniacal ou or fulminant, la teinture d'or ou or potable.

Précipité de Cassius.

Ce précipité a retenu son nom de *Cassius*, son

Digitized by Google

inventeur. C'est de l'or précipité de sa dissolution nitro-muriatique par le nitro-muriate d'étain étendu d'eau distillée. Cet oxide sert à peindre les émaux : il est d'une couleur pourpre.

Oxide d'or ammoniacal, ou or fulminant.

℔ une dissolution d'or dans l'acide nitro-muriatique ; étendez-la dans quatre fois son poids d'eau distillée ; versez par dessus de l'ammoniaque pure, peu à peu, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité, en ayant soin de ne pas en ajouter au delà de ce qu'il est nécessaire ; décantez la liqueur qui surnage ; lavez le précipité avec de l'eau distillée ; faites sécher sur du papier à l'air libre, enfermez dans des vaisseaux couverts d'un linge ou d'un simple bouchon de papier.

Cet oxide chauffé légèrement s'enflamme et produit une violente explosion avec un bruit considérable.

Remarques.

L'oxigène de l'oxide d'or s'empare de l'hydrogène de l'ammoniaque et forme de l'eau ; celle-ci portée subitement à l'état de vapeur, et écartant avec force l'air qui s'oppose par sa pesanteur à sa raréfaction, donne naissance à l'explosion qui a lieu ; le gaz azote se dégage et l'or reste pur. Le citoyen Berthollet a démontré cette théorie de l'explosion de l'or fulminant en le chauffant dans des tubes de métal ; il a obtenu du gaz azote, quelques gouttes d'eau, et de l'or pur à l'état métallique.

On peut préparer l'or fulminant avec l'acide nitro-muriatique fait avec le muriate d'ammoniaque au lieu d'acide muriatique, et en précipitant la dissolution d'or avec la potasse.

Or potable, ou teinture d'or. Gouttes du général de Lamotte.

℔ or très-pur..... 2 grammes (℥ ß).
acide nitro muriatique .. 64 grammes (℥ ij).

Digitized by Google

Faites dissoudre l'or dans cet acide mixte. Lorsque la dissolution est achevée, on verse par dessus de l'huile volatile de romarin ; on agite les deux liqueurs et on laisse reposer. L'huile volatile se charge de l'or dissous dans l'acide nitro-muriatique, et acquiert une couleur jaune. On la sépare avec un éolipyle à huile volatile ; alors on ajoute cinq parties en poids d'alcool ; et on conserve dans des flacons qui bouchent exactement, pour l'usage.

Remarques.

Les huiles volatiles, les éthers ont la propriété d'enlever l'or à l'acide nitro-muriatique ; mais l'or ne s'y rencontre que dans l'état de suspension : il se précipite presque totalement avec le tems, à l'état métallique.

Ce médicament n'a d'autres vertus que celles de l'huile volatile que l'on a employée. On ne s'en sert plus en médecine. Nous ne l'avons consignée que pour rappeler ce que nous avons eu occasion de dire dans le cours de cet Ouvrage, savoir que les huiles volatiles enlèvent l'or de sa dissolution.

C. *Du platine.*

Le platine est un métal *sui generis* dont les propriétés chimiques ont beaucoup d'analogie avec celles de l'or. Sa couleur est d'un blanc tirant sur celle de l'argent, mais moins brillante. Le nom de *platine* en latin *platina* est un diminutif de *plata*, nom espagnol qui signifie *argent* ; en sorte que c'est comme si l'on disait *petit argent*. Ce nom lui convient d'autant moins qu'il n'a de commun avec l'argent que sa couleur qui en approche un peu, que d'ailleurs il en diffère essentiellement par sa pesanteur spécifique, par la ténacité de ses parties, par la difficulté qu'il a d'entrer en fusion, par sa fixité, et par son insolubilité dans les acides minéraux lorsqu'ils sont seuls ; tandis que ses propriétés chimiques et toutes ses facultés physiques, excepté sa couleur, présentent beau-

Digitized by Google

coup d'analogie avec celles qui appartiennent à l'or ; aussi lui a-t-on donné le surnom d'*or blanc*.

Le platine ne s'allie point avec le soufre ni avec l'arsenic ; et on a pensé pendant long-tems qu'il devait être considéré comme un métal natif : suivant M. *Proust*, ce métal ne peut pas être réputé natif puisqu'il se rencontre constamment dans la nature, uni à des sables pierreux métalliques, à du fer dans l'état pyriteux et à de l'or. En effet c'est dans les mines d'or de l'Amérique espagnole où l'on trouve ce métal, particulièrement dans celles de Santa-fé, près de Carthagène, et du baillage de Choco au Pérou.

Le cit. *Jeannetty*, orfèvre de Paris, a fait connoître le procédé à l'aide duquel il est parvenu à rendre ce métal malléable et ductile ; il fait servir d'intermède l'oxide d'arsenic ou acide arsénieux et la potasse, pour le faire entrer en fusion ; ensuite il il lui enlève ce métal par sa volatilisation favorisée par l'huile commune et une température très-haute.

Le cit. *Guyton* a substitué l'arséniate de potasse à l'oxide d'arsenic ou acide arsénieux, avec avantage. Je l'avais proposé, il y a long-tems, dans mes cours comme un moyen qui me semblait devoir réunir toutes les conditions les plus propres à atteindre le but que l'on se proposait dans la fusion de ce métal ; mes moyens ne me permettaient pas de tenter cette expérience, mais j'ai appris depuis avec plaisir que mes idées se trouvaient d'accord avec celles de ce chimiste célèbre qui avait exécuté ce que je n'avais pu que proposer.

Le même chimiste estime la pesanteur spécifique du platine de 20,847, comparée à 10,000 ; sa ténacité ou adhérence dans ses molécules de 124,690 ; sa fusibilité évaluée à 160 ir. t., c'est-à-dire à un degré inconnu ou supérieur à la dernière limite du pyromètre de Wedgwood.

Le platine est dissoluble dans 16 parties d'acide nitro-muriatique fait à parties égales. Ce métal, quoique très-difficilement oxidable, est cependant sus-

Digitized by Google

ceptible d'oxidation par le nitrate de potasse, et le muriate suroxigéné de potasse mis en contact avec lui, après l'avoir fortement chauffé.

Ce métal n'est d'aucune utilité à la médecine. On en fait des creusets, des cuillers, des spatules.

On le réduit en feuilles aussi minces que celles de l'or; on le tire à la filière.

Le cit. *Conté* a tiré parti de son oxide pour colorer des émaux.

Voyez pour plus amples détails la première partie de cet Ouvrage, page 244 et suiv.

CHAPITRE XII.

Des bitumes.

Les bitumes sont des corps combustibles composés que l'on ne doit pas considérer comme des minéraux proprement dits, mais bien comme des corps qui participent de la désorganisation des végétaux et des animaux isolément et simultanément dans le sein de la terre, et qui participent nécessairement de la nature des minéraux.

Si l'on examine les bitumes, comme physiciens, on aperçoit qu'ils sont sous trois états différens, savoir liquides, mous, et solides, et on remarque que dans chacune de ces modifications ils ne présentent pas des caractères extérieurs qui soient parfaitement analogues à ceux qui appartiennent soit aux végétaux, soit aux animaux, soit aux produits immédiats de ces deux ordres de corps. Si on les examine chimiquement, on croit apercevoir en eux quelque analogie avec les produits analytiques médiats des végétaux et des animaux, et on en conclut qu'ils sont les uns d'origine végétale, les autres d'origine végétale et animale simultanément.

Quelques savants ont pensé que l'on devait regarder les bitumes comme présentant une chaîne inter-

Digitized by Google

médiaire entre les corps organiques et les corps inorganiques : mais ce sentiment ne peut être admis en bonne physique, parce qu'il ne peut y avoir qu'une conversion d'un corps organique en un corps inorganique, et non pas un terme moyen entre les uns et les autres.

Les chimistes ont prétendu que les bitumes devaient être placés au rang des végétaux parce qu'ils donnaient par l'analyse des produits analogues à ceux des végétaux. Ils ont excepté le charbon de terre auquel ils attribuent une origine végéto-animale par la raison qu'il donne pour produit, par l'analyse à la cornue, de l'ammoniaque.

L'origine des bitumes est bien démontrée, il n'y a plus de doute à cet égard ; elle participe de la désorganisation des corps organiques comme tout ce qui compose la masse du globe ; mais ces produits ne sont pas le résultat d'une désorganisation absolue : ce sont au contraire des produits immédiats et médiats minéralisés ; en sorte qu'il s'est opéré des combinés d'une nature différente que celle qui leur aurait appartenu si ces mêmes produits n'eussent pas été dénaturés, ou intervertis par l'action et la décomposition des acides minéraux, notamment de l'acide sulfurique.

Les bitumes servent dans les arts et la médecine. Dans le nombre, on distingue le succin ou karabé jaune, l'asphalte ou bitume de Judée, le jayet ou jais, le piss-asphalte ou poix minérale, le pétrole ou huile de pierre, et le naphte. Le charbon de terre ne sert que comme combustible dans les grandes usines, et pour le chauffage domestique. *Voyez* page 259 et suivantes, première partie de cet Ouvrage. Nous ne citerons ici que le succin et l'asphalte dont on fait quelques préparations pharmaceutiques.

Du succin.

Le succin est de tous les bitumes celui qui est le plus transparent, le plus éloigné de l'état charboneux, qui donne le plus d'huile légère médiate par

Digitized by Google

la distillation à la cornue, et le seul qui donne à l'analyse l'acide succinique.

La couleur la plus ordinaire du succin est d'un jaune de topaze brillant et transparent. On en distingue deux sortes dans le commerce, savoir du blanc et du jaune; mais il est sujet à un plus grand nombre de variétés, lesquelles dépendent de divers accidens et des différens états dans lesquelles le fer s'y rencontre.

Les variétés les plus remarquables du succin à raison de la couleur sont le blanc, le jaune, le brun, le rouge, le vert, et le bleu.

Les mines les plus abondantes et les plus renommées du succin sont en Prusse; on le trouve enfoui à une plus ou moins grande profondeur, sous des sables colorés, sur des lits de terre pyriteuse, et on aperçoit en dessus des bois chargés de matières bitumineuses noirâtres : on le voit aussi qui surnage les eaux de la mer Baltique dans la Prusse Ducale.

Le succin est un peu soluble dans l'alcool; mais on parvient à le dissoudre dans le pétrole, dans l'huile de lavande, dans l'alcool mêlé de potasse, dans l'alcool mêlé avec de l'ammoniaque, dans la potasse en liqueur, dans l'huile de lin cuite, à une haute température.

Les pharmaciens préparent avec ce bitume l'alcool de succin ou teinture; et l'esprit, l'huile légère, l'huile épaisse, l'acide succinique, et le charbon de succin, par l'analyse à la cornue.

Esprit, huile, et acide de succin.

℣ du succin ou karabé la quantité qu'il vous plaira; mettez-le dans une cornue de grès enduite de terre argileuse, placez cette cornue dans un fourneau de réverbère; montez l'appareil distillatoire, à la manière accoutumée, avec le récipient hydro-pneumatique pour recevoir les gaz.

On commence la distillation par un feu modéré pour dégager l'air atmosphérique de l'intérieur des

vaisseaux, insensiblement on augmente la température. Le premier produit qui distille est du phlegme; le second est de l'acide succinique dissous dans l'eau qui se forme dans l'intérieur des vaisseaux par la rencontre de l'hydrogène et de l'oxigène; le troisième est une huile légère; le quatrième est une huile épaisse empyreumatique; il passe en même-tems de l'acide succinique concret qui est sali par l'huile épaisse, et il reste dans la cornue un charbon rare, spongieux, solide, et d'un noir luisant.

Sur la fin de la distillation, il passe sous la cloche hydro-pneumatique du gaz hydrogène carboné et du gaz acide carbonique.

Remarques.

La plupart de ces produits ont besoin d'être rectifiés. On commence par séparer l'huile de l'acide liquide, en versant ces deux produits dans un entonnoir : ces liqueurs se séparent par leur pesanteur spécifique : on laisse échapper l'acide liquide jusqu'à ce que l'huile soit prête à sortir, et on coule celle-ci dans un autre flacon.

Alors on distille séparément ces deux produits, soit dans une cornue, soit dans une cucurbite garnie de son chapiteau de verre.

Quelques pharmaciens se contentent de filtrer ce que l'on nomme l'esprit de succin; mais il vaut beaucoup mieux le distiller à la chaleur du bain de sable pour l'obtenir très-pur.

Quant à l'huile de succin, si l'on veut l'obtenir très-pure, il convient de la distiller par l'intermède de l'eau bouillante.

L'acide succinique concret doit être rectifié par la sublimation, par l'intermède de l'argile sèche, et du charbon en poudre. *Voyez* Acide succinique, page 248, vol. I, et huile de succin, page 387 même vol.

L'esprit de succin ou de karabé entre dans la composition du sirop de karabé. Il est sédatif et calmant.

L'huile de succin est résolutive, diurétique, em-

Digitized by Google

ménagogue et diaphorétique ; on ne doit l'employer qu'à très-petite dose de cinq à dix gouttes. On s'en sert extérieurement pour les membres paralysés, les douleurs de rhumatismes.

La poudre de succin s'emploie en fumigation pour apaiser les douleurs de rhumatismes.

De l'asphalte ou bitume de Judée.

L'asphalte est un bitume noir, compact, luisant, susceptible de poli, que l'on peut regarder comme un produit immédiat du succin, c'est-à-dire du succin privé d'une partie de son huile médiate et de son acide succinique par une distillation, soit naturelle, soit opérée par l'art. Tout l'asphalte qui est répandu dans le commerce est un produit de l'analyse incomplète du succin, à la cornue.

Ce que l'on connaît sous le nom d'huile d'asphalte, en pharmacie, n'est que de l'huile de succin épaisse; ses propriétés sont les mêmes. Quelques médecins ont avancé que cette huile était propre pour les maladies de poitrine. Je pense qu'il est permis d'en douter.

CHAPITRE XIII.

Des eaux minérales.

Les eaux minérales ont des caractères particuliers qui leur méritent non seulement des distinctions entr'elles, mais qui servent encore à les distinguer des eaux généralement connues sous le nom d'eaux potables ou salubres, et d'eau crues ou insalubres. Nous avons fait connaître les qualités qui distinguent celles-ci en faisant l'histoire générale de l'eau, page 78, vol. I.

On doit comprendre sous le nom d'*eaux miné-*

Digitized by Google

rales les espèces d'eaux qui tiennent en dissolution des corps minéraux en assez grande quantité pour les éloigner des qualités qui constituent les eaux douces ou potables, et les eaux crues ou insalubres.

Les eaux minérales doivent encore être distinguées en eaux minérales médicinales, et en eaux minérales non médicinales.

Les eaux minérales médicinales sont celles qui sont spécialement appropriées à l'usage de la médecine; les eaux minérales non médicinales sont celles qui tiennent en dissolution des corps dont les propriétés sont ou nuisibles ou dangereuses à l'économie animale; telles sont entr'autres les eaux bitumineuses, les eaux arsénicales, celles ammoniacales, celles qui participent de la putréfaction des animaux, et les eaux cuivreuses ou de cémentation dont on précipite le fer; c'est ainsi que cela se pratique à St.-Bel près de Lyon, où, dans la même opération, on obtient du sulfate de fer et du cuivre.

Pour rendre l'étude des eaux minérales plus facile, on a imaginé de les soumettre à la méthode de la classification; mais alors on les a distinguées en eaux minérales naturelles et artificielles. Cette distinction est devenue d'autant plus indispensable que l'art est en effet parvenu à imiter les eaux minérales naturelles à un tel point de perfection, qu'aujourd'hui les médecins les plus célèbres ne doutent nullement que celles de ces eaux qui sont un produit de l'art par imitation, méritent la préférence sur les eaux minérales données par la nature, par la raison que l'on peut les modifier à volonté, et supprimer tout ce qu'elles pourraient offrir de corps nuisibles ou qui ne leur serait pas essentiel.

Des eaux minérales naturelles et médicinales.

Le chimiste *Fourcroy* a réduit toutes les espèces d'eaux minérales à quatre classes principales qui comprennent neuf ordres: savoir les eaux acidules,

Digitized by Google

les eaux salines ou salées, les eaux sulfureuses, et les eaux ferrugineuses.

§. I. *Eaux acidules gazeuses.*

Les eaux médicinales gazeuses ont des degrés de légèreté occasionnée par l'interposition des molécules gazeuses qu'elles retiennent en plus ou moins grande quantité.

La nature des gaz aériformes qu'elles recèlent, varie; ces gaz ne s'y rencontrent jamais purs et isolés; les eaux de cette sorte contiennent plus ou moins d'alcali et de terre calcaire. Lorsque le gaz acide carbonique est dominant, elles précipitent la terre calcaire qui constitue l'eau de chaux; elles rougissent la teinture du licheno (tournesol). La différence de leur température offre les moyens de les diviser en deux ordres.

Le premier ordre comprend les eaux acidules et froides, telles que celles de Premaux, de Seltz, Pyrmont, Wals, Saint Mion, Bard, Langeac.

Le second ordre comprend les eaux gazeuses, thermales ou chaudes, telles sont celles du Mont-d'Or, de Vichy, de Chateldon, d'Asciano, des bains de Pise et Cherchiaio.

§. II. *Des eaux salines salées.*

Ces espèces d'eaux tiennent en dissolution des sels neutres en assez grande quantité pour affecter sensiblement nos organes, et agir souvent comme purgatives: telles sont les eaux de Sedlitz, de Seidschutz, d'Egra, de la fontaine d'Epsom en Angleterre qui contiennent du sulfate de magnésie et du muriate calcaire; l'eau de la fontaine d'Epsom en Lorraine, qui contient du sulfate de soude, celles de la Franche-Comté, de la mer, qui contiennent du muriate de soude; celles de Balaruc qui contiennent du muriate de soude, du carbonate calcaire et magnésien; celles de Bourbonne qui contiennent du muriate de soude, du sulfate et du carbonate de chaux; celles de Lamothe qui con-

Digitized by Google

tiennent du muriate de soude, du sulfate de chaux, du carbonate calcaire, du sulfate de magnésie, du muriate de magnésie, et une matière extractive.

§. III. *Des eaux sulfureuses.*

On comprend dans cette section les eaux minérales qui paraissent jouir de quelques propriétés du soufre, comme de l'odeur, et de la propriété de colorer les métaux blancs en noir, tels que l'argent, le plomb, l'étain et le mercure.

Ces eaux se présentent sous deux états, savoir dans celui d'eau hydrogéno-sulfurée, et dans celui d'eau hydrogéno-sulfurée alcaline : il paraît en effet que les eaux de cette sorte contiennent tantôt du sulfure alcalin, tantôt du sulfure calcaire, alumineux, ou de magnésie ; en sorte qu'on peut les distinguer en deux ordres.

Le premier ordre comprend les eaux qui ne sont imprégnées que du gaz hydrogène sulfuré, telles sont les eaux de St.-Amand, d'Aix-la-Chapelle, de Montmorency, de Vernet près Perpignan. La plupart de ces eaux sont thermales ; elles roulent sur des terrains pyriteux. C'est assez mal à propos que l'on a distingué ces espèces d'eau en *thermales* chaudes et *thermales* froides. Le nom de thermales est dérivé du latin *thermæ* thermes, étuves, bains, lequel vient d'un mot grec qui signifie *chaud* ; il y a donc contradiction entre les mots *thermale* et *froide*. Les eaux thermales, proprement dites, sont chaudes à l'endroit de leur source ; les mêmes eaux se mettent en équilibre avec la température de l'atmosphère à mesure qu'elles s'éloignent de leur source. On pourrait les nommer eaux hydrogéno-sulfurées chaudes ou froides.

Le second ordre comprend les eaux hydrogéno-sulfurées alcalines ; telles sont les eaux de Barèges, de Cauterets, les eaux Bonnes, les eaux de Calsbad, et de Medvi.

Digitized by Google

§. IV. *Des eaux salines ferrugineuses.*

Ces sortes d'eau contiennent du fer en suspension ou dissolution dans l'état de carbonate, dans celui de carbonate avec excès d'acide carbonique, et dans l'état de sulfate; en sorte qu'on peut les diviser en trois ordres.

Le premier ordre comprend les eaux ferrugineuses sans excès d'acide carbonique; telles sont les eaux de forge, d'Aumale et de Condé.

Le second ordre comprend les mêmes eaux avec excès d'acide carbonique, ce qui les rend aigrelettes et piquantes; telles sont les eaux de Bussang, de Spa, de Pyrmont, de Pougue, etc.

Le troisième ordre comprend les eaux ferrugineuses à l'état de sulfate, telles sont les eaux de Passy, de la Rougue près Alais.

Des eaux minérales médicinales artificielles.

La nature, en nous offrant des modèles d'eaux minérales de plusieurs sortes et qualités, nous a fait connaître la puissance que peut exercer l'eau sur une infinité de corps qu'elle rencontre, tant sur la surface du globe que dans son intérieur; mais agit-elle comme simple dissolvant à raison de la faculté qu'elle a de diviser ses molécules à l'infini, soit par une simple disgrégation mécanique, soit parce que ses mêmes molécules sont tenues écartées, et ne doivent leur mobilité qu'à la présence du calorique, soit encore parce que ses molécules sont susceptibles de devenir plus rares en se fondant elles-mêmes dans le calorique? Le concours du calorique est, sans contredit, un des moteurs les plus essentiels auquel l'eau doit sa puissance dissolvante; mais la science chimique nous a fait découvrir que, dans une infinité de circonstances, l'eau n'acquérait la propriété dissolvante qu'en éprouvant elle-même une décomposition partielle, qu'en cédant l'un ou l'autre de ces principes, et souvent tous les deux en même tems, pour devenir

devenir habile à dissoudre certains corps qui n'eussent pas été dissolubles dans ce fluide aqueux, sans leur changement de nature par de nouvelles combinaisons. Un exemple suffira pour faire sentir cette vérité, actuellement bien démontrée.

Un sel n'est dissout par l'eau qu'autant que celle-ci cède une portion de son calorique pour donner de la fluidité aux molécules salines, et les tenir divisées dans le reste de l'eau qui a conservé la quantité de calorique nécessaire à sa fluidité : aussi dans ce cas y a-t-il absorption de calorique et sensation de froid.

Mais la cession que fait l'eau d'une portion de son calorique n'est pas le seul exemple d'abandon qu'elle fasse pour exercer sa puissance dissolvante : on sait aujourd'hui que l'eau est composée de 86 parties d'oxigène, 14 parties d'hydrogène, de 60 degrés de calorique plus que la glace, et de plus ou moins d'air atmosphérique. Si l'eau roule sur des métaux oxidables, elle cède une portion de son oxigène qui oxide les métaux, il y a dégagement de calorique, dégagement de gaz hydrogène qui s'unit à l'eau non décomposée, la traverse, se perd dans l'atmosphère, ou se combine avec les oxides qui ont été formés par la décomposition de l'eau, et donne naissance à des oxides métalliques hydrogénés.

Si l'eau roule sur du soufre, sur des sulfures pyriteux, elle est pareillement décomposée en partie; il y a dégagement d'hydrogène sulfuré, émission de calorique, et formation d'eau hydrogéno-sulfurée thermale ou chaude.

Si l'eau s'écoule sur des sulfures alcalins, les mêmes phénomènes de décomposition et de nouvelles combinaisons ont lieu, et il en résulte des eaux hydrogéno-sulfurées alcalines.

C'est à la connaissance de ces divers phénomènes chimiques opérés naturellement, c'est à l'art de l'analyse portée au degré de perfection où il est actuellement, que l'on doit la préparation des eaux minérales

Digitized by Google

artificielles dont les propriétés médicinales rivalisent victorieusement celles de la nature.

Le citoyen Paul a formé un établissement d'eaux minérales artificielles, rue St.-Lazare à Paris, que l'on peut regarder comme une des plus belles et des plus utiles entreprises que l'imagination ait pu concevoir.

Ce citoyen a soumis à l'examen de la Société de médecine les moyens mécaniques à l'aide desquels il parvient à fabriquer les espèces d'eaux minérales qu'il distribue conformément à l'ordonnance des médecins, et je ne puis mieux en rendre compte qu'en faisant l'extrait du savant rapport des commissaires mêmes de la société, chargés par elle de lui en rendre compte, le citoyen *Lafisse*, rapporteur, à la date du 12 messidor an 8.

« Les procédés, *dit le rapporteur*, employés pour » le dégagement des gaz, sont généralement connus, » mais ce qui appartient en propre au cit. *Paul*, ce » qu'il ne doit qu'à son génie, c'est l'étonnante per- » fection de ses machines, jointe à la plus grande sim- » plicité; c'est la facilité de préparer en grand des » eaux gazeuses dans des proportions toujours égales, » et sur-tout le mécanisme ingénieux à l'aide duquel » il est parvenu à combiner avec l'eau jusqu'à six fois » son volume de gaz acide carbonique, par le double » moyen de la compression et de l'agitation.

Le rapporteur ne croit pas devoir faire la description de chaque appareil, mais il dit : « toutes les pièces » en sont combinées avec la plus grande intelligence, » et rapportées avec la plus grande justesse; toutes » les opérations s'y exécutent avec promptitude et » sans peine; en y traitant les substances les plus subti- » les, tout est prévu pour en empêcher la déperdition; » enfin par-tout on voit une espèce de luxe dans les » moyens, avec une sévère économie dans les résul- » tats. ».

On peut présumer par ce peu de mots sur l'établissement du cit. Paul, avec quel intérêt et quelle satis-

Digitized by Google

faction la Société de médecine a entendu la lecture du rapport de sa commission ; et instruite par le même rapport que ce citoyen s'est conformé scrupuleusement aux analyses faites par *Bergman* et par les autres chimistes qui ont suivi la méthode rigoureuse de cet homme célèbre, et à celles du cit. *Vauquelin* dont on connaît le talent et l'exactitude pour celles des eaux minérales qui manquaient, ou que ce chimiste avait rectifiées, cette société savante a adopté les conclusions du rapport de sa commission tendant à l'approbation la plus authentique de l'établissement du cit. Paul pour la préparation des eaux minérales artificielles.

Nos lecteurs nous sauront gré de leur offrir le tableau des eaux minérales fabriquées par le cit. Paul : ce tableau est extrait du rapport de la commission cité plus haut ; c'est un exposé exact du nom de ces eaux imitées, et des quantités des diverses matières qu'elles contiennent.

Chaque bouteille de 640 grammes (℥ xx) d'eau contient les doses suivantes.

1°. *L'eau de Seltz, forte.*

acide carbonique dégagé par effervescence, contient.....	5 fois son volume	
magnésie.....	1 décigramme	(2 gr.).
carbonate de soude.....	2 *id.*	(4 gr.).
muriate de soude.....	11 *id.*	(22 gr.).

2°. *L'eau de Seltz, douce.*

acide carbonique extrait par par le feu, et mêlé d'un peu de gaz hydrogène.... 4 fois son volume.
Les trois sels, même dose que la précédente.

3°. *L'eau de Spa.*

acide carbonique par effervescence..... 5 fois son volume.

Digitized by Google

magnésie ..... 2 décigram. (4 gr.).
carbonate de soude..... 1 *id.* (2 gr.).
muriate de soude..... 1 centigramme ($\frac{1}{4}$).
carbonate de fer ..... 2 *id.* ($\frac{1}{2}$).

4°. *L'eau de Spa, forte.*

Composée comme la précédente avec le double de carbonate de fer.

5°. *L'eau de Sedlitz.*

acide carbonique par effervescence..... 5 fois son volume.
sulfate de magnésie ..... 8 grammes (℥ ij).
Nota. L'eau de Sedlitz naturelle contient un peu de muriate de magnésie.

6°. *L'eau de Vichy.*

acide carbonique par effervescence..... 2 fois son volume.
carbonate de chaux..... 1 décigram (2 gr.).
carbonate de magnésie.... 2 centigram. ($\frac{1}{2}$).
carbonate de fer ..... 5 milligram., 54,000 milligram., $\frac{1}{10}$ de gr.
carbonate de soude .....12 décigram. (℈ j).
sulfate de soude ..... 3 *id.* (6 gr.).
muriate de soude ..... 2 *id.* (4 gr.).

7°. *L'eau de Bussang.*

acide carbonique par effervescence..... 3 fois son volume.
carbonate de soude ..... 3 décigram. (6 gr.).
carbonate de fer..... 2 centigram. ($\frac{1}{2}$).

8°. *L'eau de Vals.*

acide carbonique par effervescence..... 3 fois son volume.
muriate de soude..... 6 décigram. 5 centigram. 13 grains.

Digitized by Google

sulfate de fer..... 2 centigram. ($\frac{1}{2}$ gr.).
sulfate d'alumine..... 2 *id.* ($\frac{1}{2}$ gr.).
carbonate de fer..... 3 *id.* ($\frac{3}{4}$ gr.).

9°. *L'eau de Contrexeville.*

acide carbonique par effervescence..... $\frac{1}{12}$ de son volume.
sulfate de chaux..... 3 décigram. (6 gr.).
carbonate de chaux..... 2 *id.* (4 gr.).

10°. *L'eau de Balaruc.*

acide carbonique par effervescence..... 2 fois son volume.
terre calcaire..... 2 décigram. (4 gr.).
muriate de soude..... 6 *id.* (12 gr.).
carbonate de potasse..... 2 *id.* (4 gr.).

11°. *L'eau de Plombières.*

acide carbonique par effervescence..... $\frac{1}{20}$ de son volume.
sulfate de chaux..... 15 centigram. (3 gr.).
carbonate de chaux..... 1 décigram. (2 gr.).
sulfate de magnésie..... 5 centigram. (1 gr.).

12°. *L'eau de Barège.*

Contient par bouteilles 10 ou 12 gouttes de la composition suivante :

eau commune..... 250 grammes (℥ viij).
sulfure de soude..... 2 *id.* (ʒ ß).
carbonate de soude..... 64 *id.* (℥ ij).
muriate de soude..... 8 *id.* (ʒ ij).
pétrole..... gouttes xij.

13°. *L'eau alcaline gazeuse.*

acide carbonique par effervescence..... 6 fois son volume.
carbonate de potasse..... 8 grammes (ʒ ij.)

Digitized by Google

14°. *L'eau hydrogénée.*

gaz hydrogène..... $\frac{1}{3}$ de son volume.

15°. *L'eau hydrogéno-carbonée.*

gaz hydrogène carboné.... $\frac{2}{3}$ de son volume.

16°. *L'eau hydrogéno-sulfurée faible.*

gaz hydrogène..... moitié de son volume.
gaz hydrogène sulfuré ... $\frac{1}{12}$ de son volume.

17°. *L'eau hydrogéno-sulfurée forte.*

gaz hydrogène..... moitié de son volume.
gaz hydrogène sulfuré ... $\frac{1}{4}$ de son volume.

18°. *L'eau oxigénée.*

gaz oxigène..... moitié de son volume.

Remarques.

Les proportions d'acide carbonique indiquées dans ces eaux minérales artificielles, préparées par le citoyen *Paul*, ne se rencontrent pas à beaucoup près les mêmes dans les eaux minérales naturelles. Ce gaz tend perpétuellement à s'échapper, et son dégagement est plus ou moins accéléré selon les divers degrés de température de l'atmosphère; tandis que les mêmes eaux factices que l'on tient enfermées dans des bouteilles exactement bouchées, retiennent ce gaz constamment; mais cet excès de gaz acide carbonique peut être modifié à volonté, et le cit. *Paul* a beaucoup fait pour l'art puisqu'il est parvenu non seulement à imiter, mais même à faire plus que la nature.

Les pharmaciens peuvent très-bien imiter ces eaux, sans avoir recours aux appareils du cit. Paul; les instruments de leur laboratoire sont actuellement assez commodes et assez ingénieusement multipliés pour leur donner les moyens de fabriquer toutes les eaux minérales qui leur seront demandées.

Digitized by Google

En donnant la composition des diverses eaux minérales factices, nous donnons, pour ainsi dire, à l'étudiant la mesure de leurs propriétés médicinales, lesquelles sont d'ailleurs généralement connues de tous les praticiens: mais nous croyons indispensable de parler des propriétés de celles qui sont entièrement le produit de l'art; telles que l'eau alcaline gazeuse, l'eau hydrogénée, l'eau hydrogéno-carbonée, l'eau hydrogéno-sulfurée forte ou faible, enfin l'eau oxigénée.

L'eau alcaline gazeuse est très-recommandée en Angleterre dans les cas de pierre dans la vessie, et de gravelle. Quoiqu'on ne puisse pas lui attribuer la propriété de dissoudre les calculs, il paraît certain qu'elle a constamment celle d'apaiser les douleurs, ce qui est toujours un grand avantage. On en fait boire tous les matins trois ou quatre verres coupés avec du lait, à deux heures de distance l'un de l'autre. Elle réussit aussi dans le catarrhe de la vessie, lorsqu'on a calmé les premiers symptômes.

L'eau hydrogénée est anti-spasmodique et calmante: elle diminue évidemment la fréquence du pouls dans les fièvres inflammatoires et accompagnées d'irritation; elle est utile contre les insomnies.

L'eau hydrogéno-carbonée ne diffère pas essentiellement de la précédente; c'est à l'expérience à constater les bons effets qu'on lui attribue.

L'eau hydrogéno-sulfurée ressemble aux eaux thermales sulfureuses par l'odeur et le goût hépathique, et peut les remplacer utilement pour les vertus. Elle est résolutive, fondante et diaphorétique; on l'emploie avec succès dans les cas d'obstructions des viscères du bas-ventre et de la poitrine, la jaunisse, et les tumeurs extérieures.

L'eau hydrogéno-sulfurée forte employée en bain ou en lotions, est très-efficace contre les maladies psoriques et les ulcères invétérés. Administrée en douches, elle remplace avantageusement les eaux thermales.

L'eau oxigénée est due entièrement au cit. Paul, et peut être regardée comme une découverte impor-

Digitized by Google

tante qui peut devenir très-utile aux arts et à la médecine. A la vérité le gaz oxigène n'y est pas combiné d'une manière bien solide ; il s'en dégage facilement, mais il est cependant retenu suffisamment pour produire des effets sensibles dans l'économie animale. Cette eau n'a aucun goût qui la distingue de l'eau commune : elle ranime les forces et l'appétit ; elle est restaurante pour les vieillards, et désobstruante pour les jeunes gens. On l'a vu réussir dans les spasmes de l'estomac, dans l'athsme humide, dans l'hydropisie, dans les affections nerveuses périodiques qui avaient résisté au quinquina et aux anti-spasmodiques les plus accrédités ; enfin on l'emploie dans tous les cas où il est nécessaire de relever le ton des organes et de ranimer la circulation.

On donne cette eau par verres, à deux heures de distance l'un de l'autre. Il est bon d'observer qu'elle produit quelquefois la dysurie, ce qui doit engager d'en commencer l'usage par de petites quantités qu'on augmente graduellement.

CHAPITRE XIV.

Essai d'analyse des eaux minérales.

L'ART d'analyser les eaux minérales exige la réunion de toutes les connaissances qui appartiennent à la pharmacie. *Voyez* Chapitre II, page 4, vol. I. Nous ne pouvons pas mieux terminer cet Ouvrage, qu'en rappelant aux élèves tout ce que nous les avons invités à apprendre pour compléter le cours de leurs études.

Pour analyser les eaux minérales, il est indispensablement nécessaire d'avoir des connaissances en histoire naturelle, en physique, en mathématique, et en pharmacie chimique.

Avant de procéder à aucune expérience sur une eau dont on veut reconnaître les principes qui la

Digitized by Google

constituent eau minérale, on doit s'attacher à reconnaître d'abord la nature du sol où se trouve située la source, et dans le rapport que l'on se propose de faire sur le compte de cette eau ; il importe de faire la description physique du site de la source, relatif à l'arc du méridien, de décrire la qualité des terres, le caractère des pierres qui sont à la surface, de signaler les espèces de végétaux qui croissent autour et dans les environs plus éloignés ; de faire connaître la nature du sol à un ou deux mètres de profondeur.

1°. On examine l'eau à l'endroit de la source même, avec un aréomètre pour en connaître la pesanteur spécifique comparativement à l'eau distillée ; on répète le même examen à des distances éloignées de la source pour en constater la différence.

2°. On prend note de la température thermométrique, également à l'endroit de la source, comme à des distances plus ou moins éloignées.

3°. On procède à l'analyse par les réactifs. Nous avons fait connaître quels sont ces réactifs en parlant du second mode d'analyse ; *voy.* page 91, vol. I. Mais nous ne remplirions pas totalement notre but si nous ne les faisions connaître de nouveau en les rapprochant des eaux minérales mêmes, à l'effet de faire connaître les résultats auxquels ils donnent lieu lorsqu'on les fait rencontrer.

4°. On emploie l'intermède du calorique, l'évaporation lente, graduée, la filtration, l'évaporation jusqu'à siccité, la dissolution, l'évaporation réitérée, la cristallisation par ordre de succession, à l'effet d'avoir chaque espèce de sel cristallisable selon le rang qui lui appartient, conformément à la quantité d'eau de de cristallisation qu'il retient.

5°. Enfin on termine par l'analyse synthétique pour n'avoir point de doute sur la nature du produit obtenu par les expériences antécédentes.

Digitized by Google

Analyse de l'eau par les réactifs.

1°. *Eau qui contient de l'air atmosphérique.*

L'addition du sulfate de fer donne lieu à la formation d'un oxide de fer jaune qui se précipite.

2°. *Eau chargée de gaz oxigène.*

Si l'on y mêle de l'oxide noir de fer, cet oxide, en s'emparant de l'oxigène ajouté à l'eau, se précipite en oxide de fer jaune.

3°. *L'eau chargée de gaz hydrogène.*

Si l'on verse sur cette eau de l'acide sulfureux, l'hydrogène s'empare de l'oxigène de cet acide: il y a formation d'eau, et le soufre qui constituait son radical, se précipite à l'état de soufre.

4°. *Eau chargée de gaz hydrogène sulfuré.*

L'addition de l'acide muriatique oxigéné donne lieu à la précipitation du soufre. Dans cette expérience, le gaz oxigène qui n'est qu'interposé dans l'acide, se combine avec le gaz hydrogène, forme l'eau, et le soufre qui n'est plus retenu par aucun corps se précipite.

On reconnaît encore la présence du gaz hydrogène sulfuré par la propriété qu'a ce gaz de noircir les métaux blancs, tels que l'argent, le plomb, le mercure, avec lesquels ce gaz forme des oxides hydrogéno-sulfurés.

5°. *Eau chargée de sulfure alcalin ou terreux.*

Tous les acides en précipitent le soufre, en se combinant avec la base du sulfure. On emploie ordinairement l'acide acétique blanc, ou vinaigre distillé.

Si l'on verse sur cette eau quelques gouttes d'une dissolution nitrique de bismuth, il se fait un précipité noir, lequel est de l'oxide de bismuth hydrogéno-sulfuré.

Digitized by Google

6°. *Eau chargée de gaz acide carbonique.*

L'eau de chaux ajoutée à cette eau donne naissance à un précipité qui est du carbonate calcaire.

7°. *Eau qui tient du carbonate calcaire.*

L'acide oxalique versé sur cette eau occasionne un précipité qui est de l'oxalate de chaux. L'acide oxalique décèle la présence de la chaux par-tout où elle se rencontre en dissolution.

8°. *Eau chargée de carbonate de magnésie.*

Cette eau laisse précipiter la magnésie par l'addition de l'ammoniaque, et il en résulte du carbonate d'ammoniaque.

9°. *Eau qui tient du carbonate de baryte en dissolution.*

L'acide sulfurique décèle sa présence en formant un sulfate de baryte qui est presque insoluble et qui se précipite.

Si l'on ajoute à cette eau une dissolution de sulfate de soude, il y a formation de sulfate de baryte, lequel se précipite, et formation de carbonate de soude qui reste en dissolution dans l'eau.

10°. *Eau qui contient du carbonate de soude.*

L'eau de chaux qu'on lui ajoute donne naissance à un précipité qui est du carbonate de chaux, et la soude reste en dissolution dans l'eau.

11°. *Eau qui contient du carbonate de potasse.*

On reconnaît la présence de la potasse à l'état de carbonate, en en versant sur du papier rouge; ce papier devient violet. Ce réactif n'est qu'un réactif d'essai. Si l'on verse sur une dissolution de carbonate de potasse, de l'acide sulfurique, il y a formation de sulfate de potasse, effervescence et dégagement d'acide carbonique.

Digitized by Google

12°. *Eau chargée de carbonate de fer.*

L'acide prussique ou le prussiate de potasse versé sur cette eau, donne lieu à un précipité bleu connu sous le nom de bleu de Prusse ou prussiate de fer.

L'acide gallique donne un précipité couleur pourpre.

13°. *Eau qui contient de l'acide sulfurique.*

On reconnaît la présence de l'acide sulfurique, soit par une dissolution de carbonate de baryte, soit par celle du nitrate de baryte, et il en résulte du sulfate de baryte.

Si l'on y ajoute du nitrate de mercure, il se fait un précipité qui est de l'oxide jaune de mercure.

14°. *Eau alumineuse, ou sulfate d'alumine en dissolution dans l'eau.*

Le carbonate de potasse précipite l'alumine et la redissout si l'on en verse en excès.

L'eau alumineuse convertit en rouge la teinture du licheno, dit *tournesol.*

15°. *Eau qui contient du sulfate de chaux.*

Anciennement appelée *eau séléniteuse*, telles sont généralement les eaux dites *crues*, celles des puits de Paris, celles qui roulent sur des terrains gypseux.

On reconnaît les eaux de cette sorte par l'addition du savon qui s'y trouve décomposé et d'où il résulte un savon calcaire.

Par l'acide oxalique d'où il résulte de l'oxalate calcaire.

Par des sels barytiques d'où il résulte du sulfate de baryte.

16°. *Eau ferrugineuse à l'état de sulfate.*

Cette eau se reconnaît par l'acide prussique, par les prussiates, par l'acide gallique. Les premiers forment du bleu de Prusse, le dernier donne une couleur noire.

Digitized by Google

17°. *L'eau qui contient du sulfate de cuivre; telles sont les eaux de cémentation.*

On les reconnaît par l'ammoniaque qui précipite le cuivre et le redissout en prenant une couleur bleue.

Par le fer décapé, dont la surface se couvre d'une couche de cuivre rouge.

18°. *Eau qui contient du nitrate de chaux.*

L'acide oxalique forme un précipité qui est de l'oxalate de chaux.

Le carbonate de potasse forme un précipité qui est du carbonate de chaux, et la liqueur qui surnage est du nitrate de potasse.

19°. *Eau qui contient du nitrate de magnésie.*

L'eau de chaux précipite la magnésie, et il en résulte un nitrate calcaire qui est soluble dans l'eau.

20°. *Eau de nitrate de potasse*

L'alcool détermine sa cristallisation subite.

21°. *Eau qui contient de l'acide muriatique.*

Le nitrate d'argent en liqueur décèle la présence de cet acide par le précipité d'argent caillebotté, qui en résulte et qui est connu sous le nom de muriate d'argent, anciennement lune cornée.

Le nitrate de mercure forme un murirate de mercure suroxigéné avec excès de base, *vulgò* précipité blanc.

22°. *Eau qui contient du muriate calcaire.*

Les bases alcalines précipitent la chaux et forment des muriates selon la nature de la base employée.

L'acide sulfurique dégage l'acide muriatique sous forme de vapeurs très-expansives, sensibles à la vue sur-tout dans une atmosphère humide, et qui paroissent blanches à l'approche de l'ammoniaque : il en résulte du sulfate calcaire.

Digitized by Google

23°. *L'eau qui contient du muriate de magnésie.*

Les bases alcalines occasionnent un précipité de magnésie que l'on reconnaît à sa légèreté, à son insolubilité dans l'eau.

Les acides sulfurique et nitrique dégagent l'acide muriatique, et il en résulte des sulfate et nitrate de magnésie : le premier, peu soluble, se précipite; le second se dissout dans l'eau.

24°. *Eau qui tient du muriate de soude en dissolution.*

Le nitrate d'argent occasionne un précipité caillebotté, qui est du muriate d'argent ou lune cornée.

25°. *Eau qui tient du muriate de fer.*

Les prussiates forment du bleu de prusse.

L'acide gallique occasionne une couleur pourpre obscure.

26°. *Eau qui tient en dissolution de l'acide boracique.*

Une dissolution de nitrate de mercure donne naissance à du borate mercuriel.

27°. *Eau qui contient de la silice.*

L'acide fluorique se combine à la silice et forme un fluate de silice.

28°. *Eau qui contient de la soude silicée.*

L'acide nitrique se combine avec la soude et forme du nitrate de soude; la liqueur étant rapprochée, la silice se précipite.

L'alcool précipite la silice.

Remarques.

Ce mode d'analyse des diverses espèces d'eaux n'est pas suffisant : on ne peut le considérer que comme indicateur des substances qu'elles contiennent. Pour terminer leur analyse, la rendre con-

Digitized by Google

cluante, préciser la nature et les quantités de chaque substance qu'elles contiennent, il faut faire intervenir l'action du calorique; opérer tantôt dans des vaisseaux ouverts, tantôt dans des vaisseaux fermés; adapter à ceux-ci l'appareil hydro ou hydragiro-pneumatique pour recueillir les gaz aériformes; avoir soin d'examiner les résidus; les soumettre à l'action de l'eau distillée; les redissoudre s'ils sont dissolubles; les discerner par la cristallisation, par leurs propriétés tant physiques que chimiques; enfin, opérer la synthèse en les composant par des combinaisons qui participent de l'art pharmaceuto-chimique.

On conçoit qu'il seroit difficile d'établir des règles à suivre pour ce genre d'analyse; il n'appartient qu'au pharmacien lui-même à déterminer sa pratique suivant la circonstance du moment.

FIN DU TROISIÈME ET DERNIER VOLUME.

Digitized by Google

TABLE

Digitized by Google

TABLE DES CHAPITRES.

TOME PREMIER.

PHARMACIE VÉGETALE.

CHAPITRE PREMIER. Définition de la pharmacie..... connaissance. choix. préparation. mixtion.

CHAP. II. Distinction de la pharmacie.

CHAP. III. Des instruments de pharmacie. fourneaux. vaisseaux. instruments proprement dits.

CHAP. IV. Des médicaments simples. préparés. composés. Art de conserver les médicaments. Conservation des végétaux.

CHAP. V. De la conservation des animaux.

CHAP. VI. Des diverses lois auxquelles sont soumis tous les corps de la nature. Attraction physique ou d'agrégation. Attraction de combinaison.

CHAP. VII. De la répulsion.

CHAP. VIII. Des gaz ou fluides élastiques. gaz oxigène. gaz hydrogène. gaz azote. air atmosphérique.

CHAP. IX. De l'eau ou oxide d'hydrogène. glace. eau à l'état liquide. eau à l'état de gaz.

Digitized by Google

CHAP. X. Combien distingue-t-on d'espèces d'eaux ? — décomposition de l'eau. — récomposition.

CHAP. XI. Du Manuel de pharmacie chimique. — de l'analyse. — du mode d'analyse. — analyse mécanique. — analyse par le calorique. — analyse spontanée.

CHAP. XII. Des opérations de de pharmacie chimique.

CHAP. XIII. Des prescriptions — pharmaceuto-chimiques. — prescriptions magistrales.

CHAP. XIV. De la pharmacie végétale.

CHAP. XV. Des produits pharmaceutiques extraits des végétaux.

§. I. Analyse mécanique naturelle.
§. II. Analyse mécanique artificielle.
§. III. Analyse végétale par le calorique.
§. IV. Combustion des végétaux.
§. V. Analyse des végétaux par l'eau.
§. VI. Analyse des végétaux par la fermentation, produits qui en résultent.
§. VII. Analyse végétale par les produits des végétaux.
§. VIII. Analyse par les sels.

CHAP. XVI. Des matières colorantes végétales, improprement appelées *fécules colorantes*.

PHARMACIE ANIMALE.

TOME SECOND.

INTRODUCTION.

CHAPITRE PREMIER. De l'analyse des animaux.

§. I. Analyse mécanique.
§. II. Analyse animale par l'eau.
§. III. Analyse animale par l'alcool, les huiles et les graisses végétales et animales.
§. IV. Analyse des matières animales par les acides. Action des alcalis sur les matières animales.
§. V. Analyse des matières animales au degré de feu supérieur à celui de l'eau bouillante.

Digitized by Google

§. VI. Combustion des animaux et ses produits.
§. VII. Analyse des matières animales par la fermentation.

CHAP. II. Des acides animaux.

CHAP. III. Des matières colorantes extraites des substances animales.

PHARMACIE MINERALE.

TOME TROISIÈME.

INTRODUCTION.

CHAPITRE PREMIER. Des corps combustibles.

CHAP. II. Des espèces de terres.

§. I. Des terres arides.
§. II. Des terres subalcalines.
§. III. Des terres alcalines.

CHAP. III. Des acides en général.

§. I. Acides minéraux.

CHAP. IV. Des acides métalliques.

§. I. Acide arsenique.
§. II. Acide tungstique.
§. III. Acide molybdique.
§. IV. Acide chromique.

CHAP. V. Des sulfures alcalins, et des hydro-sulfures.

§. I. Sulfure magnésien.
§. II. Sulfure calcaire.
§. III Sulfure de baryte.
§. IV. Sulfure de potasse.
§. V. Sulfure de soude.
§. VI. Sulfure hydrogéné d'ammoniaque.
§. VII. Sulfure de strontiane.

CHAP. VI. De l'action des bases salifiables sur les huiles fixes et volatiles.

§. I. Des savons alcalins.
§. II. Des savons mous, verts et noirs.
§. III. Des savons terreux.
§. IV. Des savons métalliques.

Digitized by Google

§. V. Savon volatil ou animal.
§. VI. Savons acides.
§. VII. Des savonules.

CHAP. VII. De l'action des alcalis sur l'alcool.

CHAP. VIII. De l'action des acides sur l'alcool.

§. I. De l'union des acides minéraux avec l'alcool.
§. II. Des éthers.

CHAP. IX. Action des acides sur les huiles.

CHAP. X. Des bases salifiables combinées avec les divers acides, ou des sels neutres.

§. I. Combinaison des acides végétaux avec les bases salifiables.
§. II. Combinaison des acides animaux avec les bases salifiables.
§. III. Combinaisons des acides minéraux avec les bases salifiables.

CHAP. XI. Des métaux.

§. I. Métaux acidifiables et cassants.
§. II. Métaux oxidables et cassants.
§. III. Métaux oxidables demi-ductiles.
§. IV. Métaux ductiles facilement oxidables.
§. V. Métaux très-ductiles difficilement oxidables.

CHAP. XII. Eaux minérales naturelles.

§. I. Eaux acidules gazeuses.
§. II. Eaux salines salées.
§. III. Eaux sulfureuses.
§. IV. Eaux salines ferrugineuses.

CHAP. XIII. Eaux minérales artificielles.

CHAP. XIV. Essai d'analyse des eaux minérales.

Fin de la Table des Chapitres.

Digitized by Google

TABLE GÉNÉRALE

Des Matières contenues dans les trois volumes.

Nota. Les matières sont indiquées par le numéro de la page, avec celui du volume auquel elles appartiennent, par les signes suivants, page —, v. I, v. II, v. III; pour exprimer que l'on doit chercher la substance ou le produit d'une opération, ou l'opération elle-même dans le premier, le second ou le troisième volume.

A

Ablution. *Voy.* Lotion, page 130, volume I.
Acétates (des), 269, III.
Acétate d'ammoniaque, 173, III.
Acétate calcaire, 173, III.
Acétate de cuivre, 178, III.
Acétate de mercure, 174, III.
Acétate de plomb cristallisé, 177, III.
Acétate de plomb en liqueur, 175, III.
Acétate de potasse, 170, III.
Acétate de soude, 172, III.
Acides en général, 58, III.
Acide acéteux, 193, II.
Acide acéteux distillé, 200, II.
Acide acétique concentré, 202, I.
Acide acétique foible, 201, II.
Acides animaux, 477, II.
Acide arsénieux, 264, III.
Acide arsénique, 87, III.
Acide benzoïque, 245, I.
Acide benzoïque par sublimation, par cristallisation, 246, II
Acide boracique, 81, III.
Acide camphorique, 288, I.
Acide carbonique, 83, III.
Acide chromique, 91, III.
Acide citrique, 251, I.
Acide fluorique, 79, III.
Acide gallique, 242, I.
Acide malique, 249, I.
Acide marin, 72, III.
Acide marin déphlogistiqué, 74, III.
Acides métalliques, 86, III.
Acides minéraux, 60, III.
Acide molybdique, 89, III.
Acide muriatique, 72, III.
Acide muriatique oxigéné, 74, III.
Acide muriatique oxigéné extemporané de *Cruickshank*, 208, I.
Acide muriatique oxigéné et extemporané de *Guiton-Morveau*, 208. I.
Acide nitreux, 72, III.
Acide nitrique, 67, III.
Acide nitrique, décomposition d', 71, III.
Acide nitrique, rectification d', 69, III.

Digitized by Google

Acide nitrique précipité, 69, III.
Acide nitro-muriatique, 76, III.
Acide oxalique, 252, I.
Acide phosphoreux, 497, II.
Acide phosphorique, 4[illegible]7, II.
Acide prussique, 484, II.
Acide du succin, 346, III.
Acide succinique, 248, I.
Acide sulfureux, 65, III.
Acide sulfurique, 62, III.
Acide sulfurique aqueux, 64, III.
Acide tartareux, 255, I.
Acide tungstique, 88, III,
Acides végétaux, 239, I.
Acide vitriolique, 62, III.
Acidification, 97, I.
Acidule tartareux, 179, III.
Acidule tartareux soluble, 180, III.
Action des acides sur l'alcool, 115, III.
Action des acides sur les huiles, 154 III.
Action des acides,
sur la bile,
les gelées animales,
la graisse,
le lait,
les organes musculaires,
les os,
le sang,
l'urée, 456, 57, 58, II.
Action des alcalis sur l'alcool, 112, III.
Action des alcalis,
sur le beurre,
la bile,
les gelées animales,
la graisse,
la laine,
le lait,
les organes musculaires,
les os,
le sang,
l'urée, 459, 60, 61, II.
Action des bases salifiables, sur les huiles fixes et volatiles, 98, III.
Æsustum, 328, III.
Agustine, 32, III.
Aimant arsénical, 445, II.
Air atmosphérique, 73, I.
Album coctum, 432, II.
Albumine végétale, 294, I.
Alcali fixe végétal, 41 III.
Alcali minéral, 253, III.
Alcalis purs ou caustiques, des, 45, III.
Alcali volatil concret, 255, III.
Alcool, de l', 189, II.
Alcool, rectification de l', 190, II.
Alcool d'absinthe, 263, II.
Alcool d'absinthe composé, 252, II.
Alcool d'aloës, 244, II.
Alcool d'ambre, 365. II.
Alcool d'anis, 267 II.
Alcool anti-hystérique, 282, II.
Alcool d'antimoine, 291, III.
Alcool anti-scorbutique, 282, II.
Alcool aphrodisiaque, 251, II.
Alcool aqueux, 183, II.
Alcool aqueux, action de l', sur les végétaux, 237, II.
Alcool aromatique, 277, II.
Alcools aromatiques composés, 268, II.
Alcool aromatique huileux, 284, II.
Alcool aromatique de Londres, 261, II.
Alcools aromatiques, ou odorans incolores, 261, II.
Alcool balsamique pour les gencives, 249, II.

Digitized by Google

Alcool balsamique pour la gonorrhée, 281, II.
Alcool de basilic, 264, II.
Alcool de benjoin, 245, II.
Alcool de bière, 192, II.
Alcool de cannelle coloré, 246, II.
Alcool de cannelle incolore, 267, II.
Alcool carminatif de Silvius, 289, II.
Alcool de carvi, 267, II.
Alcool de castoreum, 366, II.
Alcool céphalique, 250, II.
Alcool de cidre, 192, II.
Alcool de citron, 167, II.
Alcool de civette, 366, II.
Alcool de cochléaria, 266, II.
Alcools colorés, des, 244, II.
Alcools colorés composés, 249, II.
Alcool de coriandre, 267, II.
Alcool de dardel, 271, II.
Alcool de fénouil, 267, II.
Alcool de fleurs d'oranges, 266, II.
Alcool de fraises, 267, II.
Alcool de framboises, 266, II.
Alcool de gayac, 248, II.
Alcool de genièvre, 192 et 267, II.
Alcool de gérofles coloré, 246, II.
Alcool de gérofles incolore, 267, II.
Alcool d'ipécacuanha, 248, II.
Alcool de jalap, 247, II.
Alcool de jasmin, 264, II.
Alcool Impérial, 273, II.
Alcool de laque, 250, II.
Alcool de lavande, 266, II.
Alcool de magnanimité, 280, II.
Alcool de mélisse du Codex, 270, II.
Alcool de menthe composé, 272, II.
Alcool de merises, 192, II.
Alcool de miel odorant, 268, II.
Alcool muriatique, 117, III.
Alcool de musc, 366, II.
Alcool de muscades, 267, II.
Alcool nitrique, 217, III.
Alcools odorans simples incolores, 262, II.
Alcool de poiré, 192, II.
Alcool de potasse, 112, III.
Alcool de prunes, 192, II.
Alcool de quinquina, 247, II.
Alcool de racine d'angélique, 263, II.
Alcool de rhubarbe, 247, II.
Alcool de riz, 192, II.
Alcool de roses, 265, II.
Alcool rouge pour les dents, 281, II.
Alcool de safran, 245, II.
Alcool sans pareil, 269, II.
Alcool de scamonée, 248, II.
Alcool stomachique amère, 252, II.
Alcool de storax, 246, II.
Alcool sulfurique, 116, III.
Alcool thériacale, 274, II.
Alcool de tolu, 246, II.
Alcool de turbith, 248, II.
Alcool de la Vrillière pour les dents, 269, II.
Alcool vulnéraire, 275, II.
Alcool vulnéraire rouge, 240, II.
Alipta moschata, 139, II.
Alphenic, 80, II.
Alumine, 25, III.
Ambre gris, 347, II.
Amidon de froment, 261, I.
Ammoniaque, 52, III.
Analyse, de l', 88, I.
Analyse, mode d', 90, I.

Digitized by Google

Analyse mécanique artificielle, 301, I.
Analyse par le calorique, 94, I.
Analyse spontanée, 95, I.
Analyse des animaux, 325, II.
Analyse des matières animales, par les acides et les alcalis, 456, II.
Analyse animale, par l'alcool, 364, II.
Analyse animale au degré de feu supérieur à celui de l'eau bouillante, 461, II.
Analyse animale par l'eau, 358, II.
Analyse animale par les graisses animales, 364, II.
Analyse animale par les huiles animales, 364, II.
Analyse animale par les huiles végétales, 364, II.
Analyse des animaux par les sels, 311, II.
Analyse de l'eau par les réactifs, 362, III.
Analyse des matières animales à la cornue, 464 et suiv., II.
Analyse des matières animales par la fermentation, 474, II.
Analyse mécanique, 90, I.
Analyse mécanique animale, 327, II.
Analyse mécanique naturelle, 300, I.
Analyse par les réactifs, 91, I.
Analyse végétale, (de l'), 232, I.
Analyse des végétaux par l'alcool, 236, II.
Analyse végétale par le calorique, 335, I.
Analyse végétale au degré de feu supérieur à celui de l'eau bouillante, 383,
Analyse des végétaux par l'eau, 395, I.
Analyse des végétaux par la fermentation ; produits qui en résultent, 140, II.
Analyse végétale par les produits des végétaux, 204, II.
Anisette de Bordeaux, 292, II.
Antihectique de *Potérius*, 313, III.
Antimoine, 276, III.
Antimoine, (réduction de l',) 292, III.
Antimoine diaphorétique, 279, III.
Apophlegmatismes, ou remèdes salivans, 203, I.
Apophlegmatisme humide. 203, I.
Aposèmes, 169, I.
Aquila alba, 242, III.
Arack, 192, II.
Arbre de Diane, 335, III.
Arcanum duplicatum, 199, III.
Argent, de l', 332, III.
Argent fulminant, 335, III.
Arséniates, des, 265, III.
Arséniate de potasse, 265, III.
Arsenic, 263, III.
Asphalte, 348, III.
Attraction d'agrégation, de l', 40, I.
Attraction de combinaison, (de l',) 42, I.
Attractions physiques et chimiques, 40, I.
Axonge de porc, 336, II.

Digitized by Google

Bains émolliens, pag. 201, volume I.
Bains fortifians, 201, I.
Bains sulfureux, 201, I.
Baryte, 39, III.
Battitures de cuivre, 328, III.
Baumes naturels, des, 292, I.
Baumes, des, 244, II.
Baume d'acier ou d'aiguilles, 416, II.
Baume caustique, 407, II.
Baume anti-hystérique, 211, I.
Baume apoplectique, 415, II.
Baume d'Arcoeus, 378, II.
Baume du commandeur de *Permes*, 258, II.
Baume de Condom, 410, II.
Baume de Fioraventi incolore, 287, II.
Baumes huileux, 402, II.
Baume huileux de Fioraventi, 288, II.
Baume hypnotique, 414, II.
Baume hystérique, 414, II.
Baume de Leitour, 410, II.
Baume de le Lièvre, 241, II.
Baume de Lucatel, 413, II.
Baume nerval, 412, II.
Baume noir de Fioraventi, 288, II.
Baume odontalgique, 406, II.
Baumes odorans, 211, I.
Baumes onguentaires, 412, II.
Baume oppodeldoc, 406, II.
Baume de pharmacie, 405, II.
Baume de saturne, 412, II.
Baume de soufre, 411, II.
Baume de soufre anisé, 412, II.
Baume de soufre térébenthiné, ou de Ruland, 411, II.
Baume vert de Metz, ou de feuillet, 408, II.
Baume de vie, 241, II.
Baume de vie d'Hoffman, 288, II.
Baume de Vincéguere, 410, II.
Baume vulnéraire, 289, II.
Baume vulnéraire, 409, II.
Benzoates, des, 168, III.
Beure, 543, II.
Beure d'antimoine, 244, III.
Beure de cacao, 273, I.
Beure d'étain, 246, III.
Beure de saturne, 417, II.
Bézoard minéral, 282, III.
Bière anti-scorbutique, 228, II.
Bière médicinale, 228, II.
Bière de quinquina, 229, II.
Bile, de la, 339, II.
Bismuth, 275, III.
Bitumes, des, 344, III.
Bitumes de Judée, 348, III.
Blanc de baleine, 346, II.
Blanc manger, 184, I.
Bleu de Prusse, 479, II.
Bol d'Arménie, 22, III.
Borates, des, 248, III.
Borate sursaturé de soude, 248, III.
Borax, 248, III.
Bougies de pharmacie, 220, I.
Bouillons médicinaux, 177, I.
Bouillons secs, 361, II.
Bouillon de viande, 359, II.
Boule de mars, *vulgò* de Nanci, 189, III.
Brou de noix, 296, II.

Digitized by Google

Cachou à l'ambre gris, page 92, volume II.
Cachou à la cannelle, 93, II.
Cachou à la fleur d'orange, 92, II.
Cachou Sans odeur, 92, II.
Cachou à la réglisse, 91, II.
Cachou à la violette, 92, II.
Cahout-chouc, 293, I.
Calculs (des), 340, II.
Calorique (du), 61, I.
Calcination, 98, I.
Camphre, 287, I.
Camphre nitrique, 287, I.
Carbonates (des), 249, III.
Carbonate d'ammoniaque, 255, III.
Carbonate de magnésie, 255, III.
Carbonate de potasse neutre, 250, III.
Carbonate de soude, 253, III.
Carbone, 12, III.
Carmin, 502, II.
Casse cuite, 39, II.
Cassolette, 225, I.
Castoreum, 357, II.
Cataplasmes, 212, I.
Cataplasme cru, 213, I.
Cataplasme émollient, 212, I.
Cataplasme résolutif, 213, I.
Catholicum double, 44, II.
Cédrat, liqueur, 298, II.
Cendrée d'étain, 312, III.
Cémentation, 99, I.
Cendres des végétaux, 392, I.
Cérats (des), 367, II.
Cérat amygdalin, 369, II.
Cérat blanc raisin, 371, II.
Cérat diapalme, 372, II.
Cérat de Galien, 368, II.
Cérat de minium, 447, II.
Cérat de Saturne, 369, II.
Chair musculaire, 229, II.
Champignon philosophique, 283, I.
Chandelles fumantes, 131, II.
Charbon, 389, I.
Chaux, 36, III.
Chocolat, 69, II.
Choix (du), 2, I.
Chrome, 267, III.
Chrysocolle, 248, III.
Cinabre factice, 301, III.
Cire (de la), 351, II.
Cire végétale, 272, I.
Cire verte, 428, II.
Citrates (des), 169, III.
Civette (de la), 356, II.
Clairet, 304, II.
Clarification, 99, I.
Clous fumants, 131, II.
Clous odorants, 224, I.
Clystères (des), 202, I.
Cobalt, 272, III.
Coction, *voyez* décoction, 109, I.
Cohobation, 102, I.
Colcothar, 213, III.
Colles animales sèches, 360, II.
Colle d'Angleterre, 361, II.
Colle de Flandre, 362, II.
Colle de morue, 362, II.
Colle de Paris, 362, II.
Colle de peau d'âne, 364, II.
Colle de poisson, 362, II.
Collyres (des), 204, I.
Collyre antiphlogistique, 205, I.
Collyre détersif, 206, I.
Collyre de Lanfranc, 205, I.
Collyre sec, 207, I.

Digitized by Google

Colombium, 268, III.
Combinaison, 102, I.
Combinaisons de l'acide boracique avec les bases salifiables, 248, III.
Combinaisons de l'acide carbonique avec les bases salifiables, 249, III.
Combinaison de l'acide fluorique avec les bases salifiables, 248, III.
Combinaison des acides minéraux avec les bases salifiables, 197, III.
Combustion, 102, I.
Combustion des animaux, 471, II.
Combustion des végétaux, 388, I.
Concentration, 103, I.
Condits secs (des), 78, II.
Condits au sucre, 62, II.
Confections (des), 10, II.
Confection alkermès, 15, II.
Confection hamec, 46, II.
Confection d'hyacinthe, 13, II.
Confitures de cerises, 63, II.
Confitures molles, 62, II.
Confitures sèches, 78, II.
Confitures au verjus, 64, II.
Congélation, 104, I.
Connaissance (de la), 1, I.
Conservation des animaux, 37, I.
Conservation des végétaux, 21, I.
Conservation des végétaux dans l'alcool aqueux, 23, I.
Conservation des végétaux dans leur état naturel, 21, I.
Conservation des végétaux par la saumure ou muriate de soude, 26, I.
Conservation des végétaux par l'intermède du sucre, 22, I.
Conservation des végétaux par le vinaigre, 23, I.
Conserve, 1, II.
Conserve d'absynthe, 6, II.
Conserve d'Aunée, 4, II.
Conserve de bétoine, 7, II.
Conserve de cochléaria, 5, II.
Conserve de fleurs de bourrache, 7, II.
Conserve de buglose, 7, II.
Conserve de cynorrhodon, 9, II.
Conserve d'énula campana, 4, II.
Conserve de feuilles, 5, II.
Conserve de fleurs, 6, II.
Conserve de fleurs d'orangers, 7, II.
Conserve de genet, 7, II.
Conserve de giroflée, 7, II.
Conserve de gratecul, 9, II.
Conserve de lierre terrestre, 6, II.
Conserve de mélisse, 7, II.
Conserve de muguet, 7, II.
Conserve d'œillet, 8, II.
Conserve d'orchis, 4, II.
Conserve de pavot rouge, 7, II.
Conserve de pied de chat, 7, II.
Conserve de pivoine, 8, II.
Conserve de primevère, 8, II.
Conserve de racines, 4, II.
Conserve de racine d'angélique, 4, II.
Conserve de racine de chardon Roland, 4, II.
Conserve de roses rouges, 8, II.
Conserve de roses rouges que

Digitized by Google

l'on peut préparer en tout tems, 8, II.
Conserve de satyrion, 4, II.
Conserve de sauge, 8, II.
Conserve de soucis, 7, II.
Conserve de thussilage, 8, II.
Conserve de tilleul, 8, II.
Conserve de violettes, 2, II.
Corne de cerf brûlée à blancheur, 473, II.
Cornichons confits au vinaigre, 24, I.
Corps combustibles, 7, III.
Cotignac, 68, II.
Couchettes pour les rachitiques, 227, I.
Coupellation, 105, I.
Craie de soude, 253, III.
Crême des Barbades, 302, II.
Crême de café, 294, II.
Crême de tartre, 179, III.
Crême de tartre soluble, 180, III.
Cristallisation, 105, I.
Cristallotechnie (de la), 160, III.
Cristaux de lune, 225, III.
Cuivre, 327, III.

D

DÉCANTATION, page 108, volume I.
Décoction, 109, I.
Décoction apéritive, 171, I.
Décoction astringente, 171, I.
Décoction blanche, 172, I.
Décoction pectorale, 170, I.
Decoctum album, 172, I.
Décrépitation, 110, I.
Définition de la Pharmacie, 1, I.
Déflagration, 110, I.
Défœcation, *voyez* Dépuration, 111, I.
Défrutum, 370, I.
Déphlegmation, 111, I.
Dépuration, 111, I.
Désoxigénation, 112, I.
Dessiccation (de la), 27, I.
Dessiccation, 112, I.
Détonation, 113, I.
Diamant, 12, III.
Diaphorétique minéral, 229, III.
Diaprun simple, 45, II.
Diaprun solutif, 46, II.
Diascordium, 32, II.
Digestif, 210, I.
Digestion, 113, I.
Disgrégation, 114, I.
Division, *voyez* Disgrégation, 114, I.
Dissolution, 114, I.
Distillation, 115, I.
Douches (des), 201, I.
Dragées de Keyser, 109, II.

E

EAU (de l'), page 78, volume I.
Eaux, combien distingue-t-on d'espèces, 86, I.
Eau, (décomposition de l', 86, I.
Eau, (recomposition de l' 87,) I.
Eau à l'état de gaz, 84, I.
Eau à l'état liquide, 82, I.
Eaux acidules gazeuses, 350, III.
Eau alcaline gazeuse, 357, III.
Eau anti-hystérique, 282, II.

Digitized by Google

Eau anti-scorbutique, 282, II.
Eau d'Armagnac, 250, II.
Eau d'arquebusade, 225, II.
Eau de Balaruc 350, III.
Eau balsamique pour la gonorrhée, 281, II.
Eau de Barrège, 357, III.
Eau de bonferme, 250, II.
Eau de bouquet, 269, II.
Eau de bussang, 356, III.
Eau de calice de roses, 408, I.
Eau céleste, 206, I.
Eau de chaux, 38, III.
Eau de Cologne de Jean Antoine Feminis, 272, II.
Eau de Contrexeville, 357, III.
Eau de Dardel, 271, II.
Eau dentifrique, 236, III.
Eau distillée, 84, I
Eaux distillées, 396, I.
Eaux distillées aromatiques, 404, I.
Eaux d'absinthe,
d'angélique, feuilles et racine,
d'anis,
de camomille,
de citronier, sommités,
de cerfeuil,
de fenouil,
d'hysope,
de laurier,
de lentisque,
de marjolaine,
de mélisse,
de menthe,
de myrte,
d'orangers, sommités de,
de romarin,
de rue,
de sabine,
de sauge,
de tanésie,
de thym, 406, I.
Eaux distillées de bois odorans, 409, I.
Eaux distillées d'écorces,
de cannelle,
dechacrille ou cascarille,
de costus blanc,
de sassafras,
d'aigle,
d'aloës,
de Rhodes ou de roses,
de Sainte-Lucie, ou Mahaleb,
de santal citrin, 410, I.
Eaux distillées de fleurs par l'intermède de l'eau,
d'acacia,
de camomille,
de géroflée,
de lavande,
de lys blancs,
de matricaire,
de mélilot,
de muguet,
d'œillets,
d'orangers,
de primevere,
de romarin,
de roses de Damas ou muscates.
de roses pâles,
de roses rouges,
blanches,
de sureau,
de tussilage,
de tilleul, 406, I.
Eaux distillées de fleurs peu odorantes,
de bluets,
de fèves,
de nénuphar,
de pivoine,
de pavots rouges, 404, I.
Eaux distillées moins odorantes, 399, I.
Eaux distillées de fleurs peu odorantes, 403, I.

Digitized by Google

Electuaire diaprun solutif, 46, II.
Electuaire hiéra-diacolocynthidos, 52, II.
Electuaire fébrifuge, 188, I.
Electuaire hiérapicra, 51, II.
Electuaire lénitif, 41, II.
Electuaires magistraux, 188, I.
Electuaire de psyllium, 50, II.
Electuaires purgatifs, 38, II.
Electuaires solides purgatifs, des, 56, II.
Electuaire stomachique d'*Helvétius*, 29, II.
Electuaires de suc de roses, 58, II.
Eléphantine, liqueur, 301, II.
Elixirs simples (des), 244, II.
Elixir américain, 259, II.
Elixir anti-asthmatique de Boerrhaave, 279, II.
Elixir de Garus, 304, II.
Elixir de propriété, 253, II.
Elixir de spina, 241, II.
Elixir stomachique de Stougthon, 254, II.
Elixir thériacal, 256, II.
Elixir de vitriol de Minsicht, 255, II.
Emétique, 185, III.
Emplâtres (des), 417, II.
Emplâtre de l'abbé Doyen, 429, II.
Emplâtre de l'abbé de Grace, 429, II.
Emplâtre agglutinatif, 431, I.
Emplâtre d'André de la Croix, 419, II.
Emplâtre de bétoine, 426, II.
Emplâtre de blanc de baleine, 419, II.
Emplâtre de Canet, 431, II.
Emplâtre de céruse, 432, II.
Emplâtre de charpie, 433, II.
Emplâtre de ciguë, 427, II.
Emplâtre de cire verte, 428, II.
Emplâtre de ciroëne, 434, II.
Emplâtre de colcothar, 439, II.
Emplâtre contre la rupture, 420, II.
Emplâtre pour les cors des pieds, 435, II.
Emplâtre diabotanum de Blondel, 435, II.
Emplâtre diachalcitéos, 439, II.
Emplâtre diachylon gommé, 440, II.
Emplâtre diachylon simple, 439, II.
Emplâtre diapalme, 441, II.
Emplâtre divin, 443, II.
Emplâtre épispastique ou vésicatoire, 420, II.
Emplâtre fondant, 444, II.
Emplâtre pour la hernie, 420, II.
Emplâtre magnétique, 445, II.
Emplâtre manus-dei, 445, II.
Emplâtre de mélilot composé, 421, II.
Emplâtre de mélilot simple, 421, II.
Emplâtre de minium, 447, II.
Emplâtre de minium, mol, 447, II.
Emplâtre miraculeux, 446, II.
Emplâtre de mucilage, 422, II.
Emplâtre de Nuremberg, 448, II.
Emplâtre odontalgique, 422, II.
Emplâtre opodeldoch, 449, II.

Digitized by Google

Emplâtre oxicroccum, 423, II.
Emplâtres qui participent du principe colorant des végétaux, 425, II.
Emplâtres qui participent des oxides métalliques, 427, II.
Emplâtre de savon, 449, II.
Emplâtre à sparadrap, 456, II.
Emplâtre styptique de Crollius, 450, II.
Emplâtre de styrax, 451, II.
Emplâtre de tacamahaca, 424, II.
Emplâtre triapharmacum, 452, II.
Emplâtre vésicatoire, 420, II.
Emplâtre de Vigo, 453, II.
Emplâtre de Vigo avec le mercure, 453, II.
Emulsion (de l'), 155, I.
Emulsion simple, 156, I.
Emulsion avec le camphre, 159, I.
Emulsion camphrée, 157, I.
Emulsions fausses, ou lait artificiel, 157, I.
Emulsion fausse résineuse, 159, I.
Emulsion huileuse, 158, I.
Ens martis, 326, III.
Epicarpes (des), 213, I.
Epicarpe anti-épileptique, 214, I.
Epicarpe anti-fébrile, 214, I.
Epithême, 215, I.
Epithême stomachique, 215, I.
Eponge brûlée, 472, II.
Eponge cirée, 355, II.
Eponge préparée, 355, II.
Errhines (des), 223, I.
Escubac, 307, II.
Espèces (des), 191, I.
Espèces amères, 193, I.
Espèces anti-scorbutiques, 193, I.
Espèces anti-vénériennes, 192, I.
Espèces apéritives, 193, I.
Espèces astringentes, 193, I.
Espèces carminatives, 194, I.
Espèces émollientes, 193, I.
Espèces pour une médecine, 191, I.
Espèces sudorifiques, 192, I.
Espèces vulnéraires, 194, I.
Esprit acide de la cire, 386, I.
Esprit acide du gayac, 383 et suiv., I.
Esprit acide du papier, 386, I.
Esprit ardent, 266, II.
Esprit ardent de roses, 265, II.
Esprit de basilic, 264, II.
Esprit de cannelle, 267, II.
Esprit carminatif de Silvius, 249, II.
Esprit de citron, 267, II.
Esprit de corne de cerf, rectification de l', 468, II.
Esprit de framboises, 266, II.
Esprit de fraises, 267, II.
Esprit de genièvre, 267, II.
Esprit de grain, 192, II.
Esprit de lavande, 266, II.
Esprit de néroli, 266, II.
Esprit de Mendérerus, 173, III.
Esprit de nicotiane, 386, I.
Esprit de nitre, 67, III.
Esprit de nitre dulcifié, 117, III.
Esprit de racine d'angélique, 263, II.
Esprit de sel, 72, III.
Esprit de sel dulcifié, 117, III.
Esprit de soufre, 65, III.
Esprit de succin, 346, III.
Esprit de succin, 386, I.

Digitized by Google

Esprit de la suie, 386, I.
Esprit de tabac, 386, I.
Esprit de Vénus, 202, II.
Esprit de vin, 189, II.
Esprit de vitriol, 64, III.
Esprit de vitriol dulcifié, 116, III.
Esprit volatil aromatique huileux, 284, II.
Essence anti-hystérique, 283, II.
Essence douce de Hale, 257, II.
Essence de jasmin, 264, II.
Essence de roses, 265, II.
Essence royale, 251, II.
Etain, 311, III.
Ethers (des), 117, III.
Ether acétique, 146, III.
Ether de castoreum, 367, II.
Ether martial, 133, III.
Ether muriatique ou marin, 142, III.
Ether nitrique, *vulgò* nitreux, 133, III.
Ether phosphoré, 131, III.
Ether phosphorique, 152, III.
Ether sulfurique, 118, III.
Ether sulfurique ; phénomènes qui se passent pendant l'opération, 128, III.
Ether sulfurique, rectification de l', 123, III.
Ethiops martial, 223, III.
Ethiops minéral, 309, III.
Ethiops antimonié de *Mallouin*, 309, III.
Evaporation, 121, I.
Examen des produits extérieurs des animaux ; leur application à la pharmacie chimique, 327, II.
Explication des nouveaux poids, 508, I.
Expression, 122, I.
Exsutoire, 227, I.
Extractif (de l'), 295, I.
Extraction, 122, I.
Extraction des mucilages, 340, I.
Extrait d'absinthe, 349, I.
Extrait d'agaric, 344, I.
Extrait d'aloès, 348, I.
Extrait d'armoise, 350, I.
Extrait d'aristoloche, 350, I.
Extrait d'aunée, 355, I.
Extrait de bœuf, 361, II.
Extrait de bourrache, 351, I.
Extrait de buglose, 351, I.
Extrait de cachou, 349. I.
Extrait de casse, 361, I.
Extrait catholique, 116, II.
Extrait de centaurée, 350, I.
Extrait de chamœdrys, 351, I.
Extrait de chamæpitys, 358, I.
Extrait de chardon béni, 350, I.
Extrait de chicorée, 351, I.
Extrait de ciguë, 352, I.
Extrait de ciguë à la manière de Stork, 352, I.
Extrait de cochléaria, 353, I.
Extrait de coloquinte, 344, I.
Extrait de concombre sauvage, 354, I.
Extrait de coquelicot, 350, I.
Extrait de cresson, 354, I.
Extrait de dompte-venin, 358, I.
Extrait d'énula campana, 355, I.
Extrait de fumeterre. *Voyez* extrait de chicorée, 351, I. Préparation et propriétés analogues.
Extrait de gentiane, 354, I.
Extrait de gayac, 345, I.

Digitized by Google

Extrait de genièvre, 341, I.
Extraits gommeux, 339, I.
Extrait gommeux d'opium, par Josse, 347, I.
Extraits gommo-résineux, 343, I.
Extraits gommeux, résineux, savonneux, 348, I.
Extraits gommeux sucrés, 340, I.
Extrait d'hellebore, 344, I.
Extrait de houblon, 355.
Extrait de mars, 326, III.
Extrait de menyanthe, 358, I.
Extrait de mille-feuilles, 358, I.
Extraits mucilagineux, 339, I.
Extrait d'opium, 345, I.
Extrait d'opium avec le suc de coings de Langelot, 438, I.
Extrait d'ortie grièche, 354, I.
Extrait de bryone, 360, I.
Extrait panchimagogue, 362, I.
Extrait de pavots blancs, 350.
Extrait de pavot rouge, 350, I.
Extrait sec de paréirabrava, 366, I.
Extraits de pharmacie, 337, I.
Extrait de polypode, 343, I.
Extrait de quinquina, 345.
Extrait de racine de patience, 359, I.
Extrait de réglisse, 342, I.
Extraits résineux (des), 366, I.
Extrait de rhubarbe, 343, I.
Extrait de rhus radicans, 356, I.
Extrait de salsepareille, 359, I.
Extrait de saponaire, 359, I.
Extraits secs (des), 363, I.
Extrait sec de fumeterre, 366, I.
Extrait sec de gratiole, 366, I.
Extrait sec d'oignons, 366, I.
Extrait sec de quinquina, 364, I.
Extrait sec de réglisse, 366, I.
Extrait sec de séné, 366, I.
Extrait de tamarins, 362, I.
Extrait de toxicodendron, 356, I.
Extrait de trifolium fibrinum, 353, I.
Extrait de valériane, 365, I.
Extrait de vincetoxicum, 358, I.

F

Faltrance, page 194, volume I.
Fécule (de la), 257, I.
Fécule d'Arum, 259, I.
Fécule de bryone, 259, I.
Fécule de chélidoine, 259, I.
Fécule de chiendent, 259, I.
Fécule de colchique, 259, I.
Fécules colorantes, 312, II.
Fécule de filipendule, 259, I.
Fécule du gland de chêne, 259, I.
Fécule de glayeul, 259, I.
Fécule d'hellébore, 259, I.
Fécule de la mancenille, 259, I.
Fécule de mandragore, 259, I.
Fécule de manioc, 259, I.
Fécule du marron d'Inde, 259, I.

Digitized by Google

Fécule de pomme de terre, 260, I.
Fécule de serpentaire, 259, I.
Fer, 320, III.
Fermentation, 122, I.
Fermentation (réflexion sur la), 141, II.
Fermentation colorante, 152, II.
Fermentation panaire, 150, II.
Fermentation saccharine, 148, II.
Feu (du), *voyez* Répulsion, 58, I.
Fiel épaissi, 239, II.
Filtration, 123, I.
Fleurs d'antimoine argentines, 293, III.
Fleurs rouges d'antimoine, 294, III.
Fleurs de benjoin, 245, I.
Fleurs de sel ammoniac martiales, 326, III.
Fleurs de zinc, 297: III.
Fluides élastiques (des), *voy.* Gaz, 66, I.
Foie d'antimoine, 281, III.
Foie de soufre, 94, III.
Formules pulvérulentes (des), 228, I.
Fourneaux, 7 et suiv., I.
Frontal, 216, I.
Frontal hypnotique, 216, I.
Fruits confits au sucre, 83, II.
Fumigatoires (des), 223, I.
Fumigatoire antiloimique, 224, I.
Fulmination, 124, I.
Fusion, 124, I.

G

Gallate de potasse, p. 167, volume III.
Gallate de soude, 167, III.
Gargarismes (des), 204, I.
Gargarisme antiphlogistique, 204, I.
Gayac (analyse du), 383, I.
Gaz (des), ou fluides élastiques, 66, I.
Gaz acétique, 207, I.
Gaz acide muriatique, extemporané de Chaussier, 209, I.
Gaz azote, 11, III.
Gaz azote, 72, I.
Gaz hépatique extemporané, 209, I.
Gaz hydrogène, 70, I.
Gaz hydrogène, 9, III.
Gaz hydrogène phosphoré, 17, III.
Gaz hydrogène sulfuré, 15, III.
Gaz médicamenteux (des), 207, I.
Gaz nitreux, 71, III.
Gaz oxide d'azote, 71, III.
Gaz oxigène, 68, I.
Gélatine végétale, 294, I.
Gelées, 180, I.
Gelées animales, 360, II.
Gelée anthelmintique, 181, I.
Gelées de coings, 68, II.
Gelée de coraline de Corse, 181, I.
Gelée de corne de cerf, 183, I.
Gelée de framboises, 67, II.
Gelées de fruits, 65, II.
Gelée de groseilles blanches, 66, II.
Gelée de groseilles blanches en grain, 66, II.

Digitized by Google

Gelées de groseilles rouges, 65, II.
Gelée d'ivoire, *voy.* Gelée de corne de cerf, 183, I.
Gelée de lichen d'Islande, 182, I.
Gelée de pain, 68, II.
Gelée de pomme, 67, II.
Gelée d'os d'animaux, *voy.* Gelée de corne de cerf, 183, I.
Gelée de vipères, 184, I.
Glace (de la), 79, I.
Glucine, 27, III.
Gluten (du), 264, I.
Gommes résines (des), 289, I.
Gouttes anti-hystériques, 165 et suiv. I.
Gouttes céphaliques d'Angleterre, 286, II.
Gouttes du général de Lamotte, 341, III.
Gouttes de Seguin, 224, II.
Grain de muriate doux, 109, II.
Grains de vie, 113, II.
Graisse (de la), 334, II.
Graisse oxigénée, 383, II.
Graisse de porc, 336, II.
Grillage, 124, I.

H

Huiles (des), page 265, volume I.
Huile d'anis par expression, 275, I.
Huile d'absynthe, 209, II.
Huile d'amandes amères, 269, I.
Huile d'amandes douces, 268, I.
Huile animale de *Dippel*, 469, II.
Huile aromatique, 211, II.
Huile d'asphalte, 387, I.
Huile de ben, 266 et 269, I.
Huile de bois de genévrier, 387, I.
Huile de bouillon blanc, 208, II.
Huile de briques, 216, II.
Huile de buis, 387, I.
Huile de cacao, 273, I.
Huile de cade, 387.
Huile de camphre, 287, I.
Huile de castoreum, 212, II.
Huile de chanvre, 269, I.
Huile de cire, 387, I.
Huiles concrètes, 272, I.
Huile de colsa, 269, I.
Huile de corne de cerf rectifiée, 469, II.
Huile de crapauds, 212, II.
Huiles essentielles, 276, I.
Huile de faîne, 269, I.
Huiles de fleurs d'oranges, liqueur, 300, II.
Huiles fluides par expression, procédé pour les obtenir, 268, I.
Huile de fourmis, 212. II.
Huile de gayac, 387, I.
Huile de gérofle, 284, I.
Huile de graine de moutarde, 269, I.
Huiles grasses ou fixes, 266, I.
Huiles grasses ou fixes médicinales, 205, II.
Huile de grenouilles, 212, II.
Huile de jasmin, 208, II.
Huile de jayet, 387, I.
Huile de jusquiame, 209, II.
Huile de kerva, 270, I.

Digitized by Google

Huile de laurier, 274, I.
Huile de lézards, 212, II.
Huile de lin, 269, I.
Huile de lycopersicon, 210, II.
Huile de lys, 208, II.
Huile de mastic, 213, II.
Huiles médiates, 382, I.
Huiles médiates (rectification des), 387, I.
Huiles mixtes, 274, I.
Huiles mixtes (des), 267, I.
Huile de mucilage, 211, II.
Huile de muscades, 275, I.
Huile de myrrhe, 217, II.
Huile de navettes, 269, I.
Huile de noisettes, 269, I.
Huile de noix, 269, I.
Huile de noyaux, 294, II.
Huile de noyaux de cerises, 269, I.
Huile de noyaux de pêches, 269, I.
Huile d'œufs, 348, II.
Huile d'oxicèdre, 387, I.
Huile de palma-christi, 270, I.
Huile de pavot blanc, 269, I.
Huile de petits chiens, 211, II.
Huiles de pharmacie, 206, II.
Huile des philosophes, 216, II.
Huile de pistaches, 269, I.
Huile de pommes d'amour, 210, II.
Huile de renard, 212, II.
Huile de rhus radicans, 210, II.
Huile de ricin, 270, I.
Huile rosat, 207, II.
Huile de safran, 213, II.
Huile de scarabée, 312 et 377, II.
Huile de scorpions, 212, II.
Huile des quatre semences froides, 269, I.
Huile de succin, 387, I.
Huile de succin, 346, III.
Huile de synapi, 269, I.
Huile de tartre par défaillance, 45, III.
Huile de térébenthine, 388, I.
Huile de toxicodendron, 210, II.
Huiles de tubéreuses, 208, II.
Huile de vanille, 302, II.
Huile de Vénus, 302, II.
Huile de vers, 212, II.
Huiles volatiles, 276, I.
Huile volatile d'absinthe, 280, I.
Huile volatile de basilic, 280, I.
Huile volatile de bois de cèdre, 280 et 285, I.
Huile volatile de bois de Rhodes, 280 et 285, I.
Huile volatile de bois de sassafras, 280 et 285, I.
Huile volatile des calices de gérofles, 284.
de fleurs de lavandes,
d'orangers,
de roses, 281, I.
Huile volatile de cannelle, 280 et 285, I.
Huile de cannelle giroflée, 280, I.
Huile volatile de cassia lignea, 280 et 285, I.
Huiles volatiles des écorces de bergamote,
citrons,
muscade ou macis,
d'oranges, 281, I.
Huile volatile d'écorce de Winter, 280 et 285, I.
Huiles de feuilles de cajeput,
marjolaine,
menthe,
romarin,
rue,
sabine, 281, I.

Digitized by Google

Huiles volatiles de feuilles de sauge,
serpolet,
tanésie,
thym, 280, I.
Huiles volatiles de fleurs de camomille,
d'orangers,
roses, 281, I.
Huiles volatiles des fruits de cubèbes,
genièvre,
muscade,
poivre, 281, I.
Huile volatile de racine d'angélique, 280 et 285, I.
Huile volatile de racine de Benoîte, 280 et 285, I.
Huile volatile de racine de dictame blanc, 280 et 285, I.
Huile volatile de racine de valériane, 280 et 285, I.
Huile volatile de ravendsara, 280 et 285, I.
Huiles volatiles des semences d'amomum,
d'aneth,
d'anis,
de cardamome,
carvi,
coriandre,
cumin,
fenouil, 281, I.
Huile volatile de térébenthine, 281, I.
Hydromel simple, 502, I.
Hydro-sulfures, 91, III.

I

Ichthyocolle, p. 362, volume, II.
Incinération, 125, I.
Incinération des matières animales, 475, II.
Indigo, 313, II.
Infusion (de l'), 165, I.
Infusion, 126, I.
Infusion, décoction, 167, I.
Infusion, décoction antifébrile, 167, I.
Infusion à froid ou macération, 177, I.
Infusion émollieute, 166, I.
Infusion froide de quinquina, 167, I.
Injections (des) 202, I.
Instrumens (des), 10, I.
Instrumens de pharmacie, 7, I.
Irrorations, 201, I
Ivoire brûlé à blancheur, 473, II.
Juleps (des), 154, I.
Julep analeptique, 154, I.
Julep rafraîchissant, 154, I.
Jupiter, *voyez* Etain, 311, III.

K

Karchewasser, p. 192, v. II.
Kermès minéral, 283, III.
Kirche wasser, 192, II.

L

Laine philosophique, page 297, volume III.
Lait (du), 342, I.
Lait ammoniacal, 158, I.

Digitized by Google

Lait virginal, 245, II.
Laque carminée, 503, II.
Laque violette, 321, II.
Laudanum, 345, I.
Laudanum liquide, 203, II.
Lavemens (des) 262, I.
Lénitif, 41, II.
Lévigation, 127, I.
Licheno français, 319, II.
Lessive des savonniers, 51, III.
Ligneux (du) 299, I.
Liége (du), 299, I.
Lilium de Paracelse, 114, III.
Limaille d'acier, 322, III.
Limaille de fer, 322, III.
Liniment, 210, I.
Liniment calcaire pour la brûlure, 211, I.
Liniment volatil, 211, I.
Liquation, 128, I.
Liquéfaction, 129, I.
Liqueur pour une douche anti-paralytique, 201, I.
Liqueur de corne de cerf succinée, 168, III.
Liqueur fumante de Boyle, 96, III.
Liqueur fumante de Libavius, 246, III.
Liqueur de myrrhe, 217, II.
Liqueur de Pressavin, 176, I.
Liqueur de table, 290, II.
Lixiviation, 129, I.
Lois diverses auxquelles sont soumis tous les corps de la nature, 39, I.
Lotion ou ablution, 130, I.
Lotion anti-dartreuse, 202, I.
Lotions médicales, 202, I.
Loochs (des), 185, I.
Looch blanc, 185, I.
Looch d'imitation, 187, I.
Looch d'œufs, 187, I.
Looch sec, 314, I.
Looch vert, 186, I.
Luna fixata Ludemanni, 297, III.
Lumière (de la), 59 I,
Lymphe (de la), 354, II.

M

Macération, page 131, volume, I.
Macération, 163, I.
Magnésie, 33, III.
Magnésie blanche, 255, III.
Magnésie sedlitzienne, 255, II.
Malates (des) 168, III.
Manganèse, 274, III.
Manuel de pharmacie chimique, 88, I.
Marasquin, 297, II.
Marasquin de groseilles, 298, II.
Marmelade d'abricots, 62, II.
Marmelade de Tronchin, 189, I.
Mars, 320, III.
Masticatoires, 223, I.
Matériaux propres à produire des liqueurs vineuses par la fermentation, 170, II.
Matières colorantes, 296, I.
Matières colorantes extraites des substances animales, 502, II.
Matières colorantes végétales, 312, II.

Digitized by Google

Médicaments (des), 16, I.
Médicaments, art de les conserver, 19, I.
Médicaments composés (des), 17, I.
Médicaments externes, fluides aériformes, 200, I.
Médicaments externes magistraux de consistance molle, 209, I.
Médicaments préparés (des), 16, I.
Médicaments simples (des), 16, I.
Médicaments solides externes, 16, I.
Membranes (des), 344, II.
Menstrue pour l'essence douce de Hale, 257, II.
Mercure, 299, III.
Mercure (distillation du), 300, III.
Mercure précipité *per se*, 305, III.
Mercure précipité rouge, 306, III.
Mercure précipité vert, 309, III.
Mercure révivifié du cinabre, 304, III.
Mesures (des), 14, I.
Métaux (des), 258, III.
Métaux acidifiables et cassans, 263, III.
Métaux considérés comme corps combustibles, 17, III.
Métaux très-ductiles, difficilement oxidables, 332, III.
Métaux ductiles et facilement oxidables, 310, III.
Métaux oxidables et cassants, 269, III.
Métaux oxidables demi-ductiles, 295, III.
Miel, 500, I.
Miel authosat, 502, I.
Miel de concombre, 503, I.
Miel dépuré, 501, I.
Miel de mercuriale, 503, I.
Miel de nénuphar, 504, I.
Miels de pharmacie, 499, I.
Miel de romarin, 502, I.
Miel rosat, 504, I.
Miel scillitique, 505, I.
Miel violat, 505, I.
Mithridate, 26, II.
Mixtion, 3, I.
Mixture, 151, I.
Mixture antalgique, 152, I.
Mixture anti-hystérique, 151, I.
Mixtures concentrées ou gouttes, 165, I.
Mixture lithontriptique de Durande, 152, I.
Molybdène, 267, III.
Muqueux (du) 236, I.
Muriates (des), 228, III.
Muriate d'ammoniaque, 235, III.
Muriate de baryte, 229, III.
Muriates (des) à bases métalliques, 238, III.
Muriate calcaire ou de chaux, 237, III.
Muriate de fer ammoniacal sublimé, 326, III.
Muriate de mercure doux, 242, III.
Muriate de mercure suroxigéné, 239, III.
Muriate suroxigéné d'antimoine, 244, III.
Muriate de potasse, 230, III.
Muriate de potasse suroxigéné, 230, III.
Muriate suroxigéné d'étain, 246, III.
Muriate de soude, 233, III.
Musc (du), 556, II.

Digitized by Google

N

Natrum ou natron, page 253, volume III.
Nickel, 273, III.
Nitrates (des), 215, III.
Nitrate d'ammoniaque, 221, III.
Nitrate d'argent, 224, III.
Nitrate d'argent fondu, 227, III.
Nitrate de baryte, 215, III.
Nitrates métalliques, 222, III.
Nitrate de mercure acide, 224, III.
Nitrate de mercure avec excès d'oxide, 224, III.
Nitrate de mercure liquide, 222, III.
Nitrate de mercure neutre, 224, III.
Nitrate de potasse, 216, III.
Nitrate de potasse (purification du) 219, III.
Nitrate de soude, 221, III.
Nitre fixé par les charbons, 43, III.
Nitre fixé par le tartre, 44, III.
Nitre lunaire, 225, III.
Nitre quadrangulaire, 221, III.

O

Œufs (des) page 348, vol. II.
Œuf (membrane d'), 349, II.
Onguents (des), 367, II.
Onguent d'althæa, 377, II.
Onguent des apôtres, 401, II.
Onguent d'arcoéus, 378, II.
Onguent d'arthanita, 381, II.
Onguent basilic, 379, II.
Onguent blanc rhasis, 371, II.
Onguent pour la brûlure, 371, II.
Onguent brun, 394, II.
Onguent brun de la mère Thècle, 399, II.
Onguent brun sans litharge, 381, II.
Onguent de Canet, 431, II.
Onguent dessiccatif rouge, 401, II.
Onguent égyptiac, 403, II.
Onguent épispastique, 380, II.
Onguent épispastique, sans cantharides, 380, II.
Onguent pour les hémorrhoïdes 381, II.
Onguent pour la galle sans mercure, 383, II.
Onguent gris, 394, II.
Onguent de guimauve, 377, II.
Onguent de laurier, 375, II.
Onguent martiatum, 385, II.
Onguent mercuriel simple, 394, II.
Onguent mondificatif d'ache, 390, II.
Onguent napolitain double, 391, II.
Onguent de nicotiane, 378, II.
Onguent nutritum, 397, II.
Onguent ophtalmique, 210, I.

Digitized by Google

Onguent de pain de pourceau, 381, II.
Onguent de peuplier, ou populeum, 387, II.
Onguent de pompholix, 396, II.
Onguent rosat, 376, II.
Onguent de scarabées, 377, II.
Onguent de styrax, 378, II.
Onguent suppuratif, 379, II.
Onguent tétrapharmacum, 379, II.
Onguent triapharmacum, 377, II.
Onguent de tuthie, 396, II.
Onguent vert, 401, II.
Opérations de pharmacie chimiques, 97, I.
Opiats (des) 10, II.
Opiat dentifrique, 38, II.
Opiat d'Helvétius, 29, II.
Opiat fébrifuge, 188, I.
Opiats magistraux, 188, I.
Opiat mézentérique, 53, II.
Opiat de Salomon, 35, II.
Opiat somnifère, 33, I.
Opiat somnifère de Myrepsus, 34, II.
Opiat contre les vers, 83, II.
Opium de Rousseau, 224, II.
Or, 338, III.
Or fulminant, 341, III.
Or mussif, 314, III.
Or mussif par la voie humide, 316, III.
Or potable, 341, III.
Orpiment, 266, III.
Orpin, 266, III.
Orseille, 321, II.
Orviétan, 28, II.
Orviétan sublimé, 30, II.
Os d'animaux, 345, II.
Os brûlé à blancheur, 473, II.
Oxalates (des), 169, III.
Oxalate d'ammoniaque, 169, III.
Oxidation, 131, I.
Oxide gris d'antimoine, 278, III.
Oxide gris-blanc d'antimoine, 279, III.
Oxide d'antimoine brillant argentin, 293, III.
Oxide d'antimoine hydrogéno-sulfuré rouge, 283, III.
Oxide d'antimoine par le nitre, 229, III.
Oxide rouge d'antimoine, 294, III.
Oxide d'antimoine sulfuré orangé, 290, III.
Oxide d'antimoine sulfuré, demi-vitreux, 281, III.
Oxide d'antimoine sulfuré vitreux, 282, III.
Oxide d'argent, 335, III.
Oxide d'argent ammonical, 335, III.
Oxide blanc d'arsenic, 264, III.
Oxide noir de cuivre, 328, III.
Oxide de cuivre vert, 331, III.
Oxide d'étain hydrosulfuré, 314, III.
Oxide d'hydrogène. *V.* eau, 78, I.
Oxide de mercure par l'acide nitrique, 306, III.
Oxide de mercure blanc, 307, III.
Oxide de mercure par le calorique, 305, III.
Oxide de mercure vert, 309, III.
Oxide jaune de fer, 325, III.
Oxide de fer noir, 323, III.

Digitized by Google

Oxide de fer rouge, 325, III.
Oxide rouge de fer avec le soufre, 325, III.
Oxide d'or ammoniacal, ou or fulminant, 341, III.
Oxide de zinc sublimé, 292, III.
Oxigénation, 133, I.
Oximel colchique, 506, I.
Oximel simple, 506, I.
Oximel scillitique, 307, I.

P

Panacée mercurielle, page 242, vol. III.
Parfait amour, 299, II.
Pastel guède, 314, II.
Pastilles (des), 84, II.
Pastilles de cachou à la réglisse, 91, II.
Pastilles de cannelle, 90, II.
Pastilles de citron pour la soif, 86, II.
Pastilles de girofles, 90, II.
Pastilles de guimauve, 88, II.
Pastilles d'ipécacuanha, 90, II.
Pastilles d'Iris, 91, II.
Pastilles de magnésie, 93, II.
Pastilles mercurielles pour fumigation, 130, II.
Pastilles nitreuses, 87, II.
Pastilles de pivoine, 89, II.
Pastilles de roses, 85, II.
Pastilles sans feu, 88, II.
Pastilles de safran, 94, II.
Pastilles de soufre, 91, II.
Pastilles de soufre composées, 96, II.
Pastilles de vanille, 90, II.
Pastilles d'yeux d'écrevisses, 93, II.
Pâtes d'amandes pour les mains, 226, I.
Pâte de jujubes, 76, II.
Pâte dépilatoire, 226, II.
Pâte de réglisse noire, 75, II.
Pâtes externes, 225, I.
Pâte de guimauve, 73, II.
Pâtes molles et sucrées, 69, II.
Peaux d'animaux, 328, II.
Pénides, 86, II.
Pessaires (des), 222, I.
Petit lait clarifié, 178, I.
Pharmacie animale, 323, II.
Pharmacie, (définition de la), 1, I.
Pharmacie, (distinction de la) 4, I.
Pharmacie minérale, introduction à la 1, III.
Pharmacie végétale, 229, I.
Pharmacie, (instrumens de) 7, I.
Philon romain, 33, II.
Phosphates (des), 194, III.
Phosphate acidule calcaire, 487, II.
Phosphate acidule calcaire liquide, 488, II.
Phosphate acidule calcaire vitreux, 490, II.
Phosphates calcaires, 194, III.
Phosphate d'ammoniaque cristallisé, 196, III.

Digitized by Google

Phosphate d'ammoniaque liquide, 196, III.
Phosphate de potasse, 195, III.
Phosphate de soude, 195, III.
Phosphore, 16, III.
Phosphore, 491, II.
Pierre à cautère, 46, III.
Pierre d'hyacinthe (préparation de la) 23, III.
Pierre infernale, 227, III.
Pierre ophtalmique, 214, IIIs
Pilules en général, 96, II.
Pilules aléotiques émollientes 114, II.
Pilules altérantes, 99, II.
Pilules amères fondantes, 115, II.
Pilules d'alun teint, 107, II.
Pilules angéliques, 113, II.
Pilules *ante cibum*, 113, II.
Pilules astringentes, 107, II.
Pilules balsamiques de Stalh, 103, II.
Pilules de Buccher, 105, II.
Pilules de Beloste, 123, II.
Pilules bénites de Fuller, 120, II.
Pilules chalibées, 107, II.
Pilules cochées de rhasis, 117, II.
Pilules contre les maladies de la rate, 115, II.
Pilules de cynoglosse, 99, II.
Pilules émétiques, 197, I.
Pilules éthiopiques, 114, II.
Pilules fétides majeures, 119, II.
Pilules pour la galle, 114, II.
Pilules gourmandes, 113, II.
Pilules pour le gravier, 120, II.
Pilules hydragogues de Bontius, 118, II.
Pilules hydragogues d'Helvétius, 117, II.
Pilules hystériques, 106, II.
Pilules pour la jaunisse, 120, II.
Pilules de Keyser, 109, II.
Pilules magistrales, 196, I.
Pilules martiales, 107, II.
Pilules de mercure gommeux, 200, I.
Pilules mercuriales, 121 et 122, II.
Pilules mercurielles du Codex, 125.
Pilules de morton, 102, II.
Pilules napolitaines de Renaudot, 126, II.
Pilules de panacée mercurielle, 109, II.
Pilules purgatives, 112, II.
Pilules purgatives pour une prise, 121, II.
Pilules purgatives de Haen, 116, II.
Pilules de Rufus, 114, II.
Pilules de savon, 102, II.
Pilules savonneuses de Haen, 116, II.
Pilules splénétiques, 115, II.
Pilules de Starkey.
Pilules stomachiques, 113, II.
Pilules de styrax, 100, I.
Pilules tartarées de Schroder, 101, I.
Pilules tartarées de Schroder, 116, II.
Pilules de térébenthine, 108, II.
Pilules toniques de Bacher, 104, II.
Platine (du), 342, III.
Plomb, 317, III.
Poids de Pharmacie (du), 12, I.
Poils ou duvets des animaux, 328, II.
Pommades (des), 367, II.

Digitized by Google

Pommade citrine avec le mercure, 395, II.
Pommade en crême pour le teint, 373, II.
Pommade de la comtesse, 374, II.
Pommade de concombre, 373, II.
Pommade pour empêcher les marques de la petite vérole, II.
Pommade épispastique, 380, 380, II.
Pommade de Goulard, 370, II.
Pommade de fleurs d'oranges, 375, II.
Pommade de laurier, 375, II.
Pommade de manganèse, 384, II.
Pommade mercurielle double, 391, II.
Pommade ophtalmique, 210, I.
Pommade oxigénée, 383 et 384, II.
Pommade pédiculaire blanche, 394, II.
Pommade pédiculaire rouge, 394, II.
Pommade rouge pour les lèvres, 373, II.
Pommade pour le teint, 372, II.
Pommade virginale, 374, II.
Pompholyx, 297, III.
Porphyrisation, 134, I.
Porphyrisation, 127, I.
Potasse, 41, III.
Potasse carbonatée, 42, III.
Potasse caustique, 46, III.
Potasse en liqueur, 45, III.
Potasse pure, 48, III.
Potée d'étain, 312, III.
Potions (des), 152, I.
Poudres (des), 301, I.
Poudre absorbante, 321, I.
Poudre absorbante de Stephens, 322, I.
Poudre d'Algaroth, 282, III.
Poudre des Allemands, 323, I.
Poudre d'amandes pour les mains, 268, I.
Poudre d'ambre, 311, I.
Poudre anti-spasmodique, 419, I.
Poudre arthritique amère, 304, I.
Poudre arthritique purgative, 305, I.
Poudre d'arum composée, 320, I.
Poudre astringente, 320, I.
Poudre pour les blessures par le frottement, 228, I.
Poudre capitale de Saint-Ange, 309, I.
Poudre chalibée, 316, I.
Poudre des Chartreux, 288, III.
Poudres composées végétales, 304, I.
Poudre du comte de Palme, 255, III.
Poudre du comte de Warwick, 316, I.
Poudre Content, 310, I.
Poudre contre le crachement de sang. *Voyez* Poudre d'Haly, 309, I.
Poudre contre la rage, 306, I.
Poudre contre les vers, 306, I,
Poudre cornachine, 316, I.
Poudre de corne de cerf, 328, II.
Poudre *diaireos*, 308, I.
Poudre diarrhodon, 322, I.
Poudre diatracanthe froide. 307, I.

Digitized by Google

Poudre de Dower, 318, I.
Poudre pour les écorchures des mamelles, 228, I.
Poudre pour les embaumemens, 324, I.
Poudre pour embaumer les cavités internes, 324, I.
Poudre pour embaumer le cœur, 324, I.
Poudre pour farcir les chairs, 325, I.
Poudre fébrifuge et purgative d'Helvétius, 317, I.
Poudre fondante apéritive, 190, I.
Poudre fumigatoire, 224, I.
Poudre de Grimaldi, 323, I.
Poudre de guttete, 312, I.
Poudre d'Haly, 309, I.
Poudre hydragogue, 308, I.
Poudre d'Iris composée, 308, I.
Poudre létifiante, 312, I.
Poudre d'or de Zel, 323, I.
Poudre pectorale, 314, I.
Poudre de Pérard pour la goutte, 305, I.
Poudre purgative magistrale, 190, I.
Poudre de roses composée, 322, I.
Poudre de Sentinelli, 255, III.
Poudre sternutatoire, 308, I.
Poudre sternutatoire à l'œillet et à la violette, 306, I.
Poudre stomachique. *Voyez* Poudre Content, 310, I.
Poudre stomachique de Brickman, 320, I.
Poudre syphilitique, 318, I.
Poudre de tribus, 316, I.
Poudre des trois santaux, 315, I.
Poudre de turbith composée, 310, I.
Poudre de vacaca des Indes, 310, I.
Poudre de Valentini, 255, III.
Poudres végéto-animales, 311, I.
Poudres végéto-minérales, 315, I.
Poudres végéto-minéro-animales, 319, I.
Poudre vomitive d'Helvétius, 319, I.
Précipitation, ou disgrégation chimique, 134, I.
Précipité blanc, 307, III.
Précipité de Cassius, 340, III.
Précipité rouge, 306, III.
Préparation (de la), 3 et 135, I.
Préparation de l'axonge, 336, II.
Préparation des coquilles d'œufs, 349, II.
Préparation de la corne de cerf, 327, II.
Préparation des perles, 341, II.
Préparation des pierres d'écrevisses, 341, I.
Préparation de la tortue, 330, II.
Préparation de la vipère, 330, II.
Prescriptions magistrales, 149, I.
Prescriptions magistrales externes, 200, I.
Prescriptions magistrales internes d'une consistance moyenne, 150 et 180, I.
Prescriptions magistrales liquides internes, 150, I.

Digitized by Google

Prescriptions magistrales internes pulvérulentes, 190, I.
Prescriptions internes magistrales solides, 191, I.
Prescriptions magistrales internes pulvérulentes, 150, I.
Prescriptions magistrales internes solides, 150, I.
Prescriptions pharmaceutochimiques, 148, I.
Produits de l'action de l'alcool sur les végétaux, 244, II.
Produits de l'analyse végétale au degré de feu supérieur à celui de l'eau bouillante, 380, I.
Produits des cétacés, 346, II.
Produits de la combustion des animaux, 471, I.
Produits des insectes, 350, II.
Produits intérieurs des animaux, 329, II.
Produits des oiseaux, 348, II.
Produits pharmaceutiques extraits des végétaux, 300, I.
Produits des poissons, 350, II.
Produits des quadrupèdes ovipares, 350, II.
Produits des serpens, 350, II.
Produits des vers, 354, II.
Prussiate calcaire ou de chaux, 192, III.
Prussiate de mercure, 193, III.
Prussiate de fer, 429, II.
Prussiate de fer, 193, III.
Prussiate de potasse, 192, III.
Prussiate de soude, 193, III.
Ptisane, 169, I.
Pulpation, 137, I.
Pulpe de casse avec le sucre, 39, II.
Pulvérisation, 137, I.
Purification, 141, I.
Pyrophore, 209, III.

Q

Quintessence d'absinthe, 252, II.
Quintessences simples (des), 244, II.

R

Rack, page 192, volume II.
Raisiné, 64, II.
Ratafias (des), 290, II.
Ratafia d'angelique, 292, II.
Ratafia d'anis, 293, II.
Ratafia de benjoin, 301, II.
Ratafia de cacao, 300, II.
Ratafia de café, 293, II.
Ratafia de cassis, 295, II.
Ratafia de cerises, 295, II.
Ratafia de coings, 296, II.
Ratafia du commandeur de Caumartin, 305, II.
Ratafia de chocolat, 300, II.
Ratafia d'écorces d'oranges, 299, II.
Ratafia de fleurs d'oranges, 299, II.
Ratafia de framboises, 297, II.
Ratafia de genièvre, 293, II.

Digitized by Google

Ratafia de Grenoble, 306, II.
Ratafia de noyaux, 294, II.
Ratafia d'œillet, 294, II.
Ratafia d'œillet à la provençale, 295, II.
Ratafia de Tolu, 301, II.
Ratafia à la violette, 294, II.
Réactifs (des) 91, I.
Réalgar, 266, III.
Rectification, 143, I.
Réduction, *voyez* révivification, 143, I.
Réduction du mercure, de son sulfure, 304, III.
Réduction des poids anciens en poids nouveaux, 50, I.
Régule d'antimoine, 292, III.
Régule d'antimoine martial, 294, III.
Régule de cuivre, 295, III.
Régule d'étain, 295, III.
Remède des caraïbes pour la goutte, 248, II.
Répulsion (de la), 55, I.
Requies Nicolai, 53, II.
Résines (des), 291, I.
Résine de coloquinte, 370, I.
Résine de gayac, 370, I.
Résine de jalap, 369, I.
Résines obtenues par l'art, 368, I.
Résines savonneuses (des), 195, I.
Résine de scammonée, 370, I.
Résine de turbith végétal, 370, I.
Ressuscitation, *voyez* révivification, 143, I.
Révivification, 143, I.
Rhodomel, 504, I.
Rhum, 192, II.
Robs (des), 370, I.
Rob de cerises, 371, I.
Rob de coings, 371, I.
Rob d'épinevinette, 371, I.
Rob de groseilles, 371, I.
Rob de nerprun, 371, I.
Rob de sureau, 371, 373, I.
Rob d'hièble, 371, I.
Rocours ou rocou, 318, II.
Rossolis des six graines, 304, II.
Rotules, 84, II.
Rouge d'Espagne, 317, II.
Rouge de Portugal, 317, II.
Rouge végétal, 317, II.

S

SAFRAN de mars apéritif, pag. 325, volume III.
Safran de mars astringent, 325, III.
Safran des métaux, 281, III.
Sagou, 259, I.
Sain-doux, 336, II.
Salpêtre, 216, III.
Sang (du), 333, II.
Sang desséché, 333, II.
Sang préparé, 333, II.
Sapa, 370, I.
Saturne, 317, III.
Savons acides, 109, III.
Savons alcalins, 98, III.
Savons du commerce, 101, III.
Savon de gayac, 196, I.
Savon de jalap, 195, I.
Savon médicinal, 105, III.
Savons métalliques, 108, III.
Savons mous,
noirs,
verts, 106, III.

Digitized by Google

Savon propre à blanchir le fil de coton, 104, III.
Savon de Starkey, 111, III.
Savon de tartre, 111, III.
Savons terreux, 108, III.
Savon volatil ou animal, 108, III.
Savonules, 110, III.
Scubac, 307, II.
Scubac blanc, 307, II.
Sécrétions animales d'usage en pharmacie, 356, II.
Sel acéteux mercuriel de Keyser, 174, III.
Sel d'agra, 206, III.
Sel ammoniaque, 235, III.
Sel cathartique amer, 206, III.
Sel commun, 233, III.
Sel de cuisine, 233, III.
Sel de duobus, 199, III.
Sel d'Epsom d'Angleterre, 206, III.
Sels essentiels de la garaye, 363, I.
Sel de Glauber, 202, III.
Sel fébrifuge de Silvius, 230, III.
Sel marin, 233, III.
Sel de mars de Rivière, 213, III.
Sels neutres (des), 187, III.
Sel de nitre, 216, III.
Sel polychreste de Glazer, 199, III.
Sel polychreste soluble, 184, III.
Sel de saturne, 177, III.
Sel secret de Glauber, 205, III.
Sel de Sedlitz, 206, III.
Sel de Séidschutz, 206, III.
Sel de Seignette, 184, III.
Sel de soude, 253, III.
Sel de tartre, 41, III.
Sel végétal, 183, III.
Sel volatil d'ammoniaque, 255, III.
Sel volatil de corne de cerf, 470, II.
Sel volatil de vinaigre, 206, I.
Séve (de la), 235, I.
Sief, 207, I.
130, II.
Silice, 23, III.
Soie (de la), 363, II.
Solution, 144 et 175, I.
Solution de muriate de mercure suroxigéné, 176, I.
Soude, 49, III.
Soude pure ou caustique, 50, III.
Soufre, 13, III.
Soufre doré d'antimoine, 291, III.
Sparadraps (des), 216, I.
Sparadrap (formule d'un), 218, I.
Sparadrapier, 217, I.
Spermaceti, 346, II.
Spode, 473, II.
Spode d'ivoire, Vlanote, 315, I
Stil de grain, 319, II.
Stratification, 145, I.
Strontiane, 57, III.
Suber, 299, I.
Sublimation, 145, I.
Sublimé doux, 242, III.
Sublimé corrosif. 239, III.
Sucs (dépuration des), ou clarification, 162, 328, I.
Sucs acides, 331, I.
Sucs amers, 164, I.
Sucs anti-scorbutiques, 164, I.
Sucs apéritifs, 164, I.
Suc de berberis, 331, I.

Digitized by Google

Suc de bigarades 334, I.
Suc de citron, 332, I.
Suc de coings, 332, I.
Suc d'épine-vinette, 331, I.
Sucs exprimés (des), 160, I.
Suc de framboises, 333, I.
Suc de grenades, 333, I.
Suc de groseilles, I.
Suc de mûres, 334, I.
Suc de nerprun, 335, I.
Suc d'oranges, 334, I.
Sucs par expression, 326, I.
Sucs réfrigérants, 165, I.
Suc de réglisse à l'anis, 77, II.
Suc de sureau, 335, I.
Suc de verjus, 334, I.
Suc d'hièble, 335, I.
Succin, 343, III.
Succinates (des), 168, III.
Succinate d'ammoniaque huileux, 168. III.
Sucre (du), 237, I.
Sucre candi ou cristallisé, 80, II.
Sucre caramélé, 79, II.
Sucre cuit en consistance d'électuaire solide, 78, I.
Sucre cuit à la plume, 78, II.
Sucre d'orge, 81, II.
Sucre retiré de la betterave, 336, I.
Sucre rosat, 82, II.
Sucre de saturne, 177, III.
Sucre vermifuge, 316, I.
Suif (du), 339, II.
Suif végétal, 272, I.
Sulfates (des), 198, III.
Sulfate acide de potasse, 202, III.
Sulfate acide de soude, 205, III.
Sulfate d'alumine, 207, III.
Sulfate ammoniaco-magnésien, 206, III.
Sulfate d'ammoniaque, 205, III.
Sulfate d'argent, 214, III.
Sulfate de cuivre, 214, III.
Sulfate d'étain, 212, III.
Sulfate de fer, 212, III.
Sulfate de magnésie, 206, III.
Sulfate de mercure, 209, III.
Sulfates métalliques (des), 209, III.
Sulfate de plomb, 212, III.
Sulfate de potasse, 199, III.
Sulfate de soude, 202, III.
Sulfate de zinc, 211, III.
Sulfure alcalins, 91, III.
Sulfure d'antimoine préparé, 278, III.
Sulfure d'antimoine purifié, 272, III.
Sulfure d'arsenic jaune et rouge, 266, III.
Sulfure de baryte, 93, III.
Sulfure calcaire, 92, III.
Sulfure d'étain, 323, III.
Sulfure hydrogéné d'ammoniaque, 96, III.
Sulfure magnésien, 92, III.
Sulfure de mercure, 301, III.
Sulfure de mercure noir, 309, III.
Sulfure de mercure par la voie humide, 303, III.
Sulfure de potasse, 94, III.
Sulfure de potasse liquide, 95, III.
Sulfure de soude, 96, III.
Sulfure de strontiane, 98, III.
Suppédane, 214, I.
Suppositoires, 220, I.
Suppositoire purgatif, 222, I.
Synapisme (modèle d'un), 215, I.
Synapismes (des), 214, I.
Synthèse (de la), 88, I.
Syrops (des), 414, I.

Digitized by Google

Syrop d'absinthe, 427, I.
Syrop d'absinthe composé, 452, I.
Syrop d'ache, 444, I.
Syrop acide de camphre, 477, I.
Syrops acidules, 477, I.
Syrop alexandrin, 443, I.
Syrop d'alleluia, 476, I.
Syrop d'amandes, 473, I.
Syrop d'ammoniaque contre l'asthme, 485, I.
Syrop d'angélique, 444, I.
Syrop anti-scorbutique, 445, I.
Syrop d'armoise, 428, I.
Syrop d'armoise composé, 447, I.
Syrop de baume de Tolu, 483, I.
Syrop béchique de Willisius, 485, I.
Syrop de Belet, 486, I.
Syrop de Belet réformé par Bouillon Lagrange, 490, I.
Syrop de berberis, 476, I.
Syrop de bétoine, I.
Syrop de bourrache, 467, I.
Syrop de buglose, 467, I.
Syrop de calabre, 464, I.
Syrop de cannelle, 442, I.
Syrop de capillaire, 428, I.
Syrops de carottes, 431, I.
Syrop de cascarille ou de chacrille, 433, I.
Syrop de cerises, 476, I.
Syrop chalibé, 491, I.
Syrop de chantre composé, 449, I.
Syrop de chèvrefeuille, 420, I.
Syrop de chicorée, 467, I.
Syrop de chicorée avec la rhubarbe, 459, I.
Syrop de chou rouge, 468, I.
Syrop des cinq racines, 456, I.
Syrop de cochléaria, 470, I.
Syrop de coings, 476, I.
Syrops composés par décoction et infusion, 455, I.
Syrops composés par infusion, 452, I.
Syrops composés par l'intermède de la distillation, 445, I.
Syrop de consoude (grande), 431, I.
Syrop de consoude (grande), composé, 457, I.
Syrop contre l'asthme, 485, I.
Syrop de coquelicots, 420, I.
Syrop de corail, 478, I.
Syrop de cuisinier, 517, I.
Syrop de cynoglosse, 431, I.
Syrop diacode, 438, I.
Syrop diaphorétique, antimonié, 493, I.
Syrop d'écorces d'arbres, 432, I.
Syrop d'écorces de citrons, 440, I.
Syrop d'écorces de fruits, 440, I.
Syrop d'écorces d'oranges, 440, I.
Syrop d'épinevinette, 476, I.
Syrop d'érysimum composé, 449, I.
Syrop d'extrait de cachou, 441, I.
Syrop émétique, 492, I.
Syrops émulsifs, 472, I.
Syrop éthéré, 519,
Syrop de feuilles de pêchers, par distillation, 451, I.
Syrop de fiel, 482, I.
Syrop de fleurs d'orangers, *dit* d'oranges, 443, I.

Digitized by Google

Syrop de pêchers, 426, I.
Syrop de fruits amers, 470, I.
Syrop de fruits par infusion, 437, I.
Syrops de fruits par macération, 437, I.
Syrop de fumeterre, 467, I.
Syrop de gentiane, 464, I.
Syrop de Glauber, 493, I.
Syrop de gomme arabique, 484, I.
Syrop de grenades, 476, I.
Syrop de groseilles, 476, I.
Syrop de guimauve, 430, I.
Syrop de guimauve de Fernel, 455, I.
Syrop d'herbes de la goutte, 453, I.
Syrop d'hyssope, 444, I.
Syrop de jalap, 481, I.
Syrop par infusion, 414, I.
Syrop par l'intermède de l'alcool, 479, I.
Syrop par l'intermède de la distillation, 441, I.
Syrop par l'intermède de la fermentation, 475, I.
Syrop par l'intermède de la percussion et de l'expression, 466, I.
Syrop d'ipécacuanha, 480, I.
Syrop de jujubes, simple, 438, I.
Syrop de karabé, 441, I.
Syrop de kermès, 494, I.
Syrop de lierre terrestre, 468, I.
Syrop de limons, 475, I.
Syrop de longuevie, 464, I.
Syrop magistral astringent, 465, I.
Syrop de marrube, 444, I.
Syrop de mastic, 485, I.
Syrop de mélisse, 444, I.
Syrop de menthe crépue, 444, I.
Syrop de mercuriale, 464, I.
Syrop de mûres, 476, I.
Syrop de muscades, 437, I.
Syrop de myrte, 444, I.
Syrop de myrte composé, 453, I.
Syrop de navets, 431, I.
Syrop de nénuphar, 420, I.
Syrop de nerprun, 471, I.
Syrop de nicotiane, 469, I.
Syrop d'œillets, 420, I.
Syrop d'opium, 441, I.
Syrop d'orgeat, 473, I.
Syrop d'ortie mineure, 467, I.
Syrop d'oseille, 476, I.
Syrop de pas-d'âne, 422, I.
Syrop de pavot blanc, 433, I.
Syrop de pavots rouges, 420, I.
Syrops qui participent des végétaux et des animaux, 493, I.
Syrop de phosphate acidule calcaire, 479, I.
Syrop de pistaches, 475, I.
Syrop de pommes, composé, 462, I,
Syrop de pommes, helléboré, 463, I.
Syrop de pommes, simple, 476, I.
Syrops préparés avec des extraits, 440, I.
Syrops préparés avec quelques produits excrétoires des végétaux, 482, I.
Syrops (des) qui procèdent des minéraux, 486, I.
Syrop de quinquina à l'eau, 434, I.
Syrop de quinquina avec le vin, 455, I.

Digitized by Google

Syrop de *rhamno cathartico*, 471, I.
Syrop de rhubarbe de Déodat, 461, I.
Syrop du roi de Sabor, 462, I.
Syrop de roses, composé, 458, I.
Syrop de roses distillées, 443, I.
Syrop de roses pâles, 422, I.
Syrop de roses sèches, 421, I.
Syrop de rossolis, 453, I.
Syrop de salsepareille, 431, I.
Syrop de sassafras, 434, I.
Syrop de scammonée, 481, I.
Syrop de scordium, 444, I.
Syrops simples de feuilles sèches par infusion, 427, I.
Syrops simples de fruits, 436, I.
Syrops simples odorans, par l'intermède de la distillation et de la macération, 443, I.
Syrops simples de racines par décoction, 429, I.
Syrop de Stochas, 444, 450, I.
Syrop de suc de citron, 476, I.
Syrop de sulfure de potasse, 485, I.
Syrop de sureau, 471, I.
Syrop de tussilage, 422, I.
Syrop de tortues, 495, I.
Syrop de verjus, 476, I.
Syrop de vinaigre, 406 I.
Syrop de vinaigre framboisé, 477, I.
Syrop de violettes, 414, I.
Syrop de vipères, 497. I.
Syrop d'hièble, 470, I.

T

Tablettes (des), page 84, volume II.
Tablettes absorbantes et fortifiantes, 95, II.
Tablettes antimoniales de Kunckel, 95, II.
Tablettes de bouillons, 361, II.
Tablettes de cachou à la cannelle, 95, II.
Tablettes de cannelle, 90, II.
Tablettes de citron purgatives, 60, II.
Tablettes composées, 56, II.
Tablettes diacarthami, 61, II.
Tablettes de fleurs d'oranges, 82, II.
Tablettes de gérofles, 90, II.
Tablettes de guimauve, 88, II.
Tablettes de hockiac, 364, II.
Tablettes d'ipécacuanha, 90, II.
Tablettes d'iris, 91, II.
Tablettes de magnésie, 93, II.
Tablettes martiales, 94, II.
Tablettes de pivoine, 89, II.
Tablettes de racine de consoude, 89, II.
Tablettes de rhubarbe, 94, II.
Tablettes de safran, 94, II.
Tablettes sans feu, 88, II.
Tablettes de soufre, 91, II.
Tablettes de soufre composée, 96, II.
Tablettes de spitzlait, 77, II

Digitized by Google

Tablettes de suc de roses, 58, II
Tablettes de vanille, 90, II.
Tablettes vermifuges, 94, II.
Tablettes d'yeux d'écrevisses, 93, II.
Taffetas d'Angleterre, 218, I.
Tafia, 192, II.
Tafia de gayac, 248, II.
Tamisation, 146, I.
Tan, 298, I.
Tannin, 297, I.
Tartre chalibé, 188, III.
Tartre martial, 188, III.
Tartre martial soluble, 189, III.
Tartre soluble, 183, III.
Tartre stibié, 185, III.
Tartre tartarisé, 183, III.
Tartre vitriolé, 199, III.
Tartrites (des), 178, III.
Tartrite acidule de potasse, 179, III.
Tartrite ammoniacal potassé, 185, III.
Tartrite de fer, 188, III.
Tartrite de fer et de potasse en liqueur, 190, III.
Tartrite de fer soluble, 189, III.
Tartrite de mercure en liqueur, 176, I.
Tartrite de potasse, 183, III.
Tartrite de potasse antimonié, 185, III.
Tartrite de soude potassé, 184, III.
Teinture d'absinthe composée, 252, II.
Teinture alcaline, 112, III.
Teintures alcooliques, 244, II.
Teinture d'aloès, 244, II.
Teinture d'ambre, 365, II.
Teinture anodine de Sydenham, 223, II.
Teinture d'antimoine, 291, III.
Teinture aphrodisiaque, 251, II.
Teinture aromatique de Londres, 251, II.
Teinture balsamique pour les gencives, 249, II.
Teinture de benjoin, 245, II.
Teinture de cannelle, 246, II.
Teinture de castoreum, 366, II.
Teinture de castoreum éthérée, 367, II.
Teinture de civette, 366, II.
Teinture de corail, 252, II.
Teinture de gérofles, 246, II.
Teinture de jalap, 247, II.
Teinture d'ipécacuanha, 248, II.
Teinture de laque, 250, II.
Teinture de mars tartarisée, 190, III.
Teinture des métaux, 114, III.
Teinture de musc, 366, II.
Teinture d'or, 341, III.
Teinture de quinquina, 247, II.
Teinture de rhubarbe, 247, II.
Teinture de safran, 245, II.
Teinture savonneuse de jalap, 195, I.
Teinture de scammonée, 248, II.
Teinture stomachique amère, 252, II.
Teinture de storax, 246, II.
Teinture de Fuller, 223, II.
Teinture de Tolu, 246, II.
Teinture de turbith, 248, II.
Tellure, 271, II.

Digitized by Google

Tendrons (des), 344, II.
Térébenthine cuite, 108, II.
Terres (espèces de), 19, III.
Terres alcalines, 38, III.
Terres bolaires (préparation des), 21, III.
Terre foliée minérale, 172, III.
Terre foliée mercurielle, 174, III.
Terre foliée de tartre, 170, III.
Terres subalcalines, 32, III.
Thériaque d'Andromaque, 15, II.
Thériaque céleste, 24, II.
Thériaque diatessarum, 23, II.
Tiges d'angéliques confites, 82, II.
Tinckal, 248, III.
Tisane, 169, I.
Tisane apéritive, 171, I.
Tisane astringente, 171, I.
Tisane commune, 170, I.
Tisane de Mlle. Stephens, contre l'engorgement des reins, 174, I.
Tisane pectorale, 170, I.
Tisane royale, 174, I.
Tisane sudorifique de Vinache, 173, I.
Titane, 270, III.
Toile emplastique, 218, I.
Toile Gauthier, 216, I.
Torréfaction, 146, I.
Tournesol en drapeaux, 316, II.
Tournesol en pâte, 319, II.
Triage, 147, I.
Trochisques (des), 127, II.
Trochisques d'agaric, 139, II.
Trochisque Alliandal, 140, II.
Trochisques d'alkékenge, 136, II.
Trochisques de baies de sureau, 138, II.
Trochisque de blancrhasis, 130, II.
Trochisques cyphoïdes, 133, II.
Trochisques escarotiques, 128, II.
Trochisques hédycroïdes, 134, II.
Trochisques hystériques, 138, II.
Trochisque de karabé, 135, II.
Trochisques masticatoires, 223, I.
Trochisques mercuriels pour fumigation, 130, II.
Trochisque de minium, 129, II.
Trochisques musqués, 139, II.
Trochisques de myrrhe, 136, II.
Trochisques odorans pour brûler, 131, II.
Trochisques de plomb blanc, 130, II.
Trochisques purgatifs, 139, II.
Trochisques de scille, 131, II.
Trochisque de succin, 135, II.
Trochisques de vipères, 133, II.
Tungstène, 66, III.

Digitized by Google

Vaporisation, page 147, volume I.
Vaporisation. *Voyez* Evaporation, 121, I,
Vaisseaux (des), 9, I.
Vases. *Voyez* Vaisseaux, 9, I.
Vase odorant, 225, I.
Végétal (parties d'un), 230, I.
Végétaux (explication des principes immédiats des), 235, I.
Végétaux (produits immédiats des), 230, I.
Végétaux (produits des), obtenus par l'analyse, 231, I.
Vénus, 327, III.
Verdet distillé, 178, III.
Vermillon, 301, III.
Vernis (des), 308, II.
Vernis blanc à l'alcool, 308, II.
Vernis blanc que l'on peut polir, 309, II.
Vernis commun, 309, II.
Vernis coloré, 310, II.
Vernis mol pour la gravure, 404, II.
Vernis à l'or, 310, II.
Vernis transparent, 309, II,
Vernis transparent au copal, 310, II.
Verre d'antimoine, 282, III.
Verre d'étain, 313, III.
Vert-de-gris sec, 331, III.
Vert d'Iris, 319, II.
Vert de vessie, 319, II.
Vespétro, 304, II.
Vif-argent, 299, III.
Vin (du), 155, II.
Vin d'absinthe, 219, II.
Vins altérés; moyen de les raccommoder, 167, II.
Vin (analyse du), 172, II.
Vin anti-scorbutique de Dumorette, 219, II.
Vin aromatique pour fomentation, 221, II.
Vin astringent pour fomentation, 221, II.
Vins blancs (des), 163, II.
Vin chalibé, 226, II.
Vins colorés artificiellement, méthode pour les reconnoître, 168, II.
Vin (couleur des), 161, II.
Vin diurétique camphré, 288, I.
Vin émétique, 227, II.
Vin émétique extemporané, 228, II.
Vin d'énula campana, 220, II.
Vin (examen chimique du vin), 175, II.
Vin (examen du), par le calorique, 178, II.
Vin (examen du), par les instrumens de physique, 174, II.
Vin fébrifuge, 220, II.
Vin de Fuller, 223, II.
Vin généreux, 162, II.
Vins de liqueur ou sucrés, 164, II.
Vin (manière de faire le), 159, II.
Vin martial, 226, II.
Vins médicinaux, 217, II.
Vins médicinaux avec des vins de liqueur ou sucrés, 222, II.
Vin d'opium, 228, II.
Vin de quinquina, 220, II.
Vin stomachique d'Hoffman, 225, II.

Digitized by Google

Vin stomachique de Plenck, 222, II.
Vin scyllitique, 223, II.
Vin (des usages du), 182, II.
Vinaigre, 193, II.
Vinaigre anti-scorbutique, 232, II.
Vinaigre anti-septique, 235, II.
Vinaigre aromatique, 235, II.
Vinaigre de camphre, 254, II.
Vinaigre colchique, 233, II.
Vinaigre, degré d'acidité qu'il doit avoir, 197, II.
Vinaigre dentifrique, 236, II.
Vinaigre des quatre voleurs, 235, II.
Vinaigre distillé, 200, II.
Vinaigre d'estragon, 232, II.
Vinaigre de fleurs de sauge, 231, II.
Vinaigre de framboises, 233, II.
Vinaigre de groseilles, 233, II.
Vinaigres médicinaux, 230, II.
Vinaigre, moyen de reconnoître les acides minéraux qu'il contient, 196, II.
Vinaigre d'œillet, 231, II.
Vinaigre radical, 202, I.
Vinaigre de romarin, 231, II.
Vinaigre rosat, 231, II.
Vinaigre de sureau ou surard, 231, II.
Vinaigre scyllitique, 232, II.
Vinaigre thériacal, 234, II.
Vitrification, 143, I.
Vitriol ammoniacal, 205, III.
Vitriol de potasse, 199, III.
Urane, 270, III.
Urée, 458, II.
Urine (de l'), 357, II.
Usquebang, 307, II.
Vulnéraire Suisse, 194, I.

Y

Ytria, page 29, volume III.

Z

Zinc, page 296, volume III.
Zircone, 25, III.

Fin de la Table des Matières.

Digitized by Google

ERRATA

DU TROISIÈME VOLUME.

Au lieu de	*pages*,	*lignes*,	*lisez*:
justa position,	1,	3,	juxtà-position.
tartre chalbé,	188,	28,	*tartre chalybé*.
§. métaux acidifiables,	269,	30,	métaux oxidables.
coclus,	270,	30,	cœlus.

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google